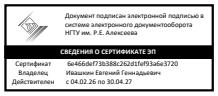
МИНОБРНАУКИ РОССИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Нижегородский государственный технический университет им. Р.Е. Алексеева» (НГТУ)

Образовательно-научный институт
физико-химических технологий и материаловедения (ИФХТиМ)



УТВЕРЖДАЮ:
Директор института:
_____ /Ж.В. Мацулевич/
подпись ФИО
“10” февраля 2026 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
Б1.Б.7 Общая химия

(индекс и наименование дисциплины по учебному плану)
для подготовки бакалавров/специалистов/магистров

Направление подготовки: 22.03.02 «Металлургия»
(код и наименование направления подготовки, специальности)

Направленность: «Производство и сбыт металлопродукции»
(наименование профиля, программы магистратуры, специализации)

Форма обучения: очная
(очная, очно-заочная, заочная)

Год начала подготовки: 2026

Выпускающая кафедра: МТО

Кафедра-разработчик ПБЭиХ

Объем дисциплины: 180/5

Промежуточная аттестация: экзамен
экзамен, зачет с оценкой, зачет

Разработчик (и): Наумов Владимир Иванович д.х.н., профессор
(ФИО, ученая степень, ученое звание)

Нижний Новгород, 2026

Рабочая программа дисциплины: разработана в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования (ФГОС ВО 3++) по направлению подготовки 22.03.02 «Металлургия», утвержденного приказом МИНОБРНАУКИ РОССИИ от 02 июня 2020 г. № 702 на основании учебного плана, принятого УМС НГТУ протокол от 22.01.2026 г. № 26.

Рабочая программа одобрена на заседании кафедры протокол от 06.02.2026 г. № 3

Зав. кафедрой: д.х.н., профессор, профессор Наумов В.И._____

(подпись)

Программа рекомендована к утверждению ученым советом ИФХТиМ, протокол от 10.02.2026 № 4.

Рабочая программа зарегистрирована в УМУ регистрационный № 22.03.02-с-7

Начальник МО _____/ Е.Г. Севрюкова/

(подпись)

Заведующая отделом комплектования НТБ _____ /Н.И. Кабанина/

(подпись)

СОДЕРЖАНИЕ

1. Цель и задачи освоения дисциплины .....**ОШИБКА! ЗАКЛАДКА НЕ ОПРЕДЕЛЕ** 4
2. Место дисциплины в структуре образовательной программы 4
3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины 6
4. Структура и содержание дисциплины…… 8
5. Текущий контроль успеваемости и промежуточная аттестация по итогам освоения дисциплины…….... 16
6. Учебно-методическое обеспечение дисциплины…… 19
7. Информационное обеспечение дисциплины 21
8. Образовательные ресурсы для инвалидов и лиц с ОВЗ…… 23
9. Материально-техническое обеспечение, необходимое для осуществления образовательного процесса по дисциплине……. 24
10. Методические рекомендации обучающимся по освоению дисциплины……... 25
11. Оценочные средства для контроля освоения дисциплины…… 29

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

1.1. Целями освоения дисциплины «Общая химия» является формирование у обучающихся системы фундаментальных знаний о строении вещества, закономерностях протекания химических процессов и свойствах химических систем, а также практических умений и навыков экспериментальной работы, необходимых для последующего изучения общепрофессиональных и специальных дисциплин металлургического профиля и для успешной профессиональной деятельности в области производства и сбыта металлопродукции.

1.2. Задачи освоения дисциплины:

- сформировать у студентов представления о строении атома, периодическом законе и периодической системе элементов Д.И. Менделеева как теоретической основе для понимания свойств металлов и их соединений;

- дать систематизированные знания о видах химической связи, строении и свойствах твёрдых тел, что закладывает фундамент для последующего изучения кристаллохимии металлов и сплавов;

- сформировать понимание основных закономерностей протекания химических реакций: термодинамики, кинетики, химического равновесия — как базы для анализа металлургических процессов (плавки, обжига, электролиза, коррозии);

- изучить теорию растворов, электрохимических процессов, окислительно-восстановительных реакций — процессов, лежащих в основе получения и переработки металлов, гидрометаллургии и защиты металлов от коррозии;

- освоить основные экспериментальные методы качественного и количественного химического анализа веществ;

- сформировать практические навыки работы в химической лаборатории: обращения с химической посудой, реактивами и оборудованием, соблюдения правил техники безопасности, планирования и проведения эксперимента, обработки и интерпретации полученных данных;

- развить у обучающихся навыки самостоятельной работы с учебной, справочной и научной литературой, а также умение оформлять результаты работы в виде отчётов, что востребовано при дальнейшей подготовке курсовых и выпускных квалификационных работ.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

2.1. Учебная дисциплина «Общая химия» включена в обязательный перечень дисциплин обязательной части образовательной программы вне зависимости от ее направленности (профиля). Дисциплина реализуется в соответствии с требованиями ФГОС, ОП ВО и УП, по данному направлению подготовки.

Дисциплина основывается на базовых знаниях, полученными студентами при изучении химии, физики и математики в курсе средней школы. Для усвоения дисциплины студент должен владеть химической терминологией; понимать смысл химических формул и символов, индексов и коэффициентов в химических уравнениях реакций; иметь представления об основных классах неорганических соединений; понимать различие

между химическими и физическими явлениями; иметь представление об атомно-молекулярном учении; иметь навыки решения простейших расчетных задач.

Дисциплина «Общая химия» является основополагающей для изучения ряда общенаучных и специальных дисциплин, связанных с химией. Примерами таких дисциплин являются: «Минералогия и кристаллография», где используются умения и навыки, полученные студентами при изучении разделов, связанных с прогнозированием и описанием свойства вещества и материалов, типов связей в твердых телах. «Общая химия» является пререквизитом изучения дисциплины «Металловедение», так как формирует компетенцию студентов в области строения вещества, свойств элементов. В курсе неорганической химии закладываются основы понимания сущности и выявления причин протекания и энергетики химических процессов, что в дальнейшем используется при изучении специальных дисциплин, таких как «Теплофизика», «Металлургическая теплотехника» и др.

Результаты обучения, полученные при освоении дисциплины, необходимы при изучении следующих дисциплин: «Металловедение», «Минералогия и кристаллография», «Теплофизика», «Металлургическая теплотехника» и др. и при выполнении выпускной квалификационной работы.

Принципиальной особенностью дисциплины «Общая химия» в рамках данной образовательной программы является значительный объём лабораторного практикума. Это обусловлено тем, что будущий специалист-металлург должен не просто знать теорию, а обладать развитыми практическими навыками экспериментальной работы: точного взвешивания, титрования, приготовления растворов заданной концентрации, проведения качественных реакций, работы с нагревательными приборами и агрессивными средами. Именно лабораторный практикум формирует ту «химическую культуру рук», без которой невозможна дальнейшая работа в заводских лабораториях контроля качества, на плавильных участках и в исследовательских подразделениях металлургических предприятий.

Например, освоенные в лабораторном практикуме навыки работы с металлами разной активности (взаимодействие металлов с кислотами, щелочами, солями) в дальнейшем используются при изучении химической активности компонентов сплавов и их поведения при термической обработке. Лабораторный практикум по химической термодинамике (определение теплот растворения, нейтрализации, изучение тепловых эффектов реакций калориметрическим методом) даёт студентам первый практический опыт измерения тепловых эффектов процессов и работы с калориметрическим оборудованием. Эти навыки и теоретические представления о законах термодинамики, энтальпии, энтропии, энергии Гиббса напрямую переносятся на расчёт тепловых балансов металлургических агрегатов, изучение процессов теплообмена при плавке и обжиге в дисциплинах «Теплофизика» и «Металлургическая теплотехника».

Навыки, приобретённые в ходе лабораторного практикума (титриметрический и гравиметрический анализ, определение концентраций растворов, работа с электрохимическими ячейками), непосредственно применяются в производственной практике при контроле состава шлаков, флюсов, электролитов, охлаждающих сред, а также при оценке качества готовой металлопродукции и организации входного контроля сырья — то есть в задачах, актуальных для профиля «Производство и сбыт

металлопродукции», где специалист должен уметь оценивать химический состав и качество продукции на всех этапах её жизненного цикла.

Таким образом, дисциплина «Общая химия» выступает не изолированной общеобразовательной дисциплиной, а системообразующим курсом, закладывающим и теоретический, и – что особенно важно для металлургического направления – практический экспериментальный фундамент для всего последующего цикла специальных дисциплин.

Рабочая программа дисциплины «Общая химия» для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья разрабатывается индивидуально с учетом особенностей психофизического развития, индивидуальных возможностей и состояния здоровья таких обучающихся.

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Процесс изучения дисциплины (модуля) «Общая химия» направлен на:

- формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ОПОП ВО по направлению подготовки (специальности) 22.03.02 «Металлургия»:

а) общепрофессиональных (ОПК): ОПК-1.

Таблица 1 - Формирование компетенций дисциплинами

Наименование дисциплин, формирующих компетенцию совместно	***Семестры, формирования компетенций дисциплинами***							
ОПК-1	***1***	***2***	***3***	***4***	***5***	***6***	***7***	***8***
Математика (Б1.Б.5)	✓	✓						
Физика (Б1.Б.6)		✓	✓					
Общая химия (Б1.Б.7)	✓							
Информатика (Б1.Б.9)	✓							
Прикладная механика (Б1.Б.11)				✓				
Электротехника и электроника (Б1.Б.13)					✓	✓		
Метрология, стандартизация и сертификация (Б1.Б.14)						✓		
Инженерная графика (Б1.Б.17)		✓						
Физическая химия (Б1.Б.28)		✓						
Подготовка к процедуре защиты и защита ВКР (Б3.Д.1)								✓

ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОП

Таблица 2 - Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения

Код и наименование компетенции	**Код и наименование индикатора достижения компетенции**	**Планируемые результаты обучения по дисциплине**			**Оценочные средства**	
					Текущего контроля	**Промежуточной аттестации**
ОПК-1. Способен решать задачи профессиональной деятельности, применяя методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общеинженерные знания	*ИОПК-1.2. Решает задачи профессиональной деятельности, применяя методы математического анализа* *ИОПК-1.3. Решает задачи профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные и общеинженерные знания*	***ЗНАТЬ*:** - способы решения задач профессиональной деятельности, используя химические законы и методы	***УМЕТЬ:*** - решать задачи профессиональной деятельности, применяя методы математического анализа и химических законов	***ВЛАДЕТЬ:*** - навыками решения задач профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные и общеинженерные знания для решения химических задач	- Контрольные вопросы к отчетам по лабораторным работам - Задания к письменным контрольным работам по разделам	Вопросы для письменного экзамена (30 билетов) Вопросы для устного собеседования на экзамене: билеты (30 билетов)

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

4.1 Распределение трудоёмкости дисциплины по видам работ по семестрам

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 5 зачетных единиц, 180 часов, распределение часов по видам работ семестрам представлено в таблице 3.

Таблица 3 - Распределение трудоёмкости дисциплины по видам работ по семестрам

Вид учебной работы	Трудоёмкость в час	
	Всего часов	В т.ч. по семестрам
		1 сем
Формат изучения дисциплины	с использованием элементов электронного обучения	
Общая трудоёмкость дисциплины по учебному плану	**180**	**180**
1. Контактная работа:	**109**	**109**
1.1. Аудиторная работа, в том числе:	**102**	**102**
занятия лекционного типа (Л)	**34**	**34**
занятия семинарского типа (ПЗ-семинары, практические занятия и др)		
лабораторные работы (ЛР)	**68**	**68**
1.2. Внеаудиторная, в том числе	**7**	**7**
курсовая работа (проект) (КР/КП) (консультация, защита)		
текущий контроль, консультации по дисциплине	**2**	**2**
контактная работа на промежуточном контроле (КРА)	**5**	**5**
2. Самостоятельная работа (СРС)	**44**	**44**
реферат/эссе (подготовка)		
расчётно-графическая работа (РГР) (подготовка)		
контрольная работа	+	+
курсовая работа/проект (КР/КП) (подготовка)		
самостоятельное изучение разделов, самоподготовка (проработка и повторение лекционного материала и материала учебников и учебных пособий, подготовка к лабораторным и практическим занятиям, коллоквиум и т.д.)	**44**	**44**
Подготовка к экзамену (контроль)	**27**	**27**

4.2. Содержание дисциплины, структурированное по темам

Таблица 4 - Содержание дисциплины, структурированное по темам

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий[12]	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) [13]	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах)[14]
		Контактная работа			Самостоятельная работа студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
1 СЕМЕСТР									
ОПК-1 ИОПК-1.2 ИОПК-1.3	**Раздел 1** Введение. Основные законы химии								
	Тема 1.1 Введение. Основные законы химии	2			1	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Лабораторная работа № 1.1 Определение эквивалентной массы металла		4		1	подготовка к ЛР [3.1] стр. 3-35			
	Лабораторная работа № 1.2 Определение эквивалентной массы карбоната кальция		4		1	подготовка к ЛР [3.1] стр. 35-38			
	Лабораторная работа № 1.3 Сдача отчетов. Контрольная работа		4		1	оформление отчетов по результатам лабораторных работ [3.1] стр.33-38, подготовка к КР [3.1] стр.3-33	Коллоквиум		

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий[12]	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) [13]	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах)[14]
		Контактная работа			Самостоятельная работа студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
	Самостоятельная работа по освоению 1 раздела: домашняя контрольная работа				1	Выполнение домашних КР [3.1] стр. 24-33 (по выбору преподавателя)			
	Итого по 1 разделу	**2**	**12**		**5**				
ОПК-1 ИОПК-1.2 ИОПК-1.3	**Раздел 2** Химическая термодинамика								
	Тема 2.1 Основные положения, элементы химической термодинамики и тепловые эффекты химических реакций	2			1	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Лабораторная работа № 2.1 Определение теплоты растворения и теплоты гидратации		4		1	подготовка к ЛР [3.2] стр. 40-42			
	Тема 2.2 Энтропия. Связь термодинамических параметров с направление и рабочими температурами химических процессов и фазовых переходов. Решение задач по разделу 2	2	4		1	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст. 8-15)	Моделирование производственных процессов и ситуаций		
	Лабораторная работа № 2.2 Определение теплоты нейтрализации		4		1	подготовка к ЛР [3.2] стр. 43-44			
	Лабораторная работа № 2.3 Сдача отчетов. Контрольная работа		4		2	оформление отчетов по результатам лабораторных работ			

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий[12]	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) [13]	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах)[14]
		Контактная работа			Самостоятельная работа студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
						[3.2] стр.40-44, подготовка к КР [3.3] стр.3-9			
	Самостоятельная работа по освоению 2 раздела: домашняя контрольная работа				2	Выполнение домашних КР [3.3] стр. 3-9 (по выбору преподавателя)			
	Итого по 2 разделу	**4**	**16**		**8**				
ОПК-1 ИОПК-1.2 ИОПК-1.3	**Раздел 3** Кинетика химических процессов								
	Тема 3.1 Основные закономерности химической кинетики. Закон действия масс и энергия активации процесса. Стадийность и порядок реакции	2			**1**	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)			
	Тема 3.2 Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Влияние температуры на скорость химической реакции	**2**			**1**	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)	Моделирование производственных процессов и ситуаций		
	Лабораторная работа № 3.1 Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Влияние температуры на скорость химической реакции		4		**1**	подготовка к ЛР [3.4] стр. 3-17, 33-37			
	Тема 3.3 Каталитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ	2			**1**	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)			

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий[12]	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) [13]	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах)[14]
		Контактная работа			Самостоятельная работа студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
	Лабораторная работа № 3.2 Решение задач по теме 3. Сдача отчетов Контрольная работа		8		**2**	подготовка к КР [3.4] стр. 3-17, [3.3] стр. 10-31			
	Самостоятельная работа по освоению 3 раздела: домашняя контрольная работа				**2**	Выполнение домашних КР [3.4] стр. 23-33 (по выбору преподавателя)			
	Итого по 3 разделу	**6**	**12**		**8**				
ОПК-1 ИОПК-1.2 ИОПК-1.3	**Раздел 4** Растворы электролитов								
	Тема 4.1 Дисперсные системы. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля. Осмос и осмотическое давление	2			**1**	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)			
	Лабораторная работа № 4.1 Способы выражения концентраций. Приготовление раствора заданной концентрации. Лабораторная работа		**4**		**1**	подготовка к ЛР [3.1] стр. 46-53			
	Тема 4.2 Растворы электролитов. Основные характеристики электролитов. Реакция среды	2			**1**	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Лабораторная работа № 4.2 Лабораторная работа равновесия в растворах электролитов. Решение задач		2		**1**	подготовка к ЛР [3.5] стр. 26-32			

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий[12]	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) [13]	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах)[14]
		Контактная работа			Самостоятельная работа студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
	Тема 4.3 Гетерогенное равновесие в растворах электролитов. Растворимость и произведение растворимости.	2			**1**	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)			
	Тема 4.4 Гидролиз солей	2			**1**	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)			
	Тема 4.5 Окислительно-восстановительные реакции	2			**1**	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)			
	Лабораторная работа № 4.3 Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции». Решение задач		2		**1**	подготовка к ЛР [3.6] стр. 3-35			
	Лабораторная работа № 4.4 Решение задач по теме 4. Сдача отчетов Контрольная работа		6		**2**	подготовка к КР [3.7] стр. 2-14			
	Самостоятельная работа по освоению 4 раздела: домашняя контрольная работа				**2**	выполнение домашних КР [3.7] стр. 2-14 (по выбору преподавателя)			
	Итого по 4 разделу	**10**	**14**		**12**				
ОПК-1 ИОПК-1.2 ИОПК-1.3	**Раздел 5** Электрохимия. Коррозия и защита металлов								
	Тема 5.1 Химические источники тока (гальванические элементы,	2			1	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)	Моделирование производственных процессов и ситуаций		

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий[12]	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) [13]	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах)[14]
		Контактная работа			Самостоятельная работа студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
	аккумуляторы, топливные элементы) и принципы их работы. ЭДС и электрическая емкость химических источников тока								
	Тема 5.2 Электродный потенциал. Водородный электрод. Уравнение Нернста. Ряд напряжений металлов. Разновидность электродов	**2**			1	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)			
	Лабораторная работа № 5.1 «Гальванические элементы», «Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами». Решение задач		6		1	подготовка к ЛР [3.8] стр. 36-48			
	Тема 5.3 Электролиз расплавов и водных растворов с растворимыми и инертными электродами	2			1	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)			
	Тема 5.4 Законы Фарадея. Напряжение разложения. Выход по току. Перенапряжение электродных процессов	2			1	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)			
	Тема 5.5 Основные виды коррозии. Типы коррозионных разрушений	1			1	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)	Моделирование производственных процессов и ситуаций		
	Тема 5.6 Химический и электрохимический механизмы коррозии металлов. Коррозия с	3			1	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)			

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий[12]	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) [13]	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах)[14]
		Контактная работа			Самостоятельная работа студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
	водородной и кислородной деполяризацией. Методы защиты металлов от коррозии								
	Лабораторная работа № 5.2 Решение задач по теме 5. Сдача отчетов Контрольная работа		8		2	подготовка к КР [3.8] стр. 3-36			
	Самостоятельная работа по освоению 5 раздела: домашняя контрольная работа				2	Выполнение домашних КР [3.8] стр.3-36 (по выбору преподавателя)			
	Итого по 5 разделу	**12**	**14**		**11**				
ИТОГО		**34**	**68**		**44**				

5. ТЕКУЩИЙ КОНТРОЛЬ УСПЕВАЕМОСТИ И ПРОМЕЖУТОЧНАЯ АТТЕСТАЦИЯ ПО ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ.

Текущий контроль осуществляется по всем видам учебного процесса: тестирование по темам лекционных занятий, решение практических задач, контрольные работы.

5.1. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений и навыков и (или) опыта деятельности

Вопросы, индивидуальные задания и задачи представлены в методических указаниях к практическим и лабораторным занятиям [3.1 – 3.13], представленных в п. 6.3.

5.2. Описание показателей и критериев контроля успеваемости, описание шкал оценивания

Для оценки знаний, умений, навыков и формирования компетенции по дисциплине для текущего контроля в семестре (первая и вторая контрольная неделя) применяется **балльно-рейтинговая/традиционная** система контроля и оценки успеваемости студентов.

Таблица 5 – Балльно-рейтинговая система оценивания

Шкала оценивания	**Экзамен**
41-50	Отлично
31-40	Хорошо
21-30	Удовлетворительно
0-20	Неудовлетворительно

При промежуточном контроле (экзамен) успеваемость студентов оценивается по четырехбалльной системе: «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно».

Отлично «5» – дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показана совокупность осознанных знаний об объекте, доказательно раскрыты основные положения темы; в ответе прослеживается четкая структура, логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Знание об объекте демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей. Ответ изложен литературным языком в терминах науки, показана способность быстро реагировать на уточняющие вопросы.

Хорошо «4» – дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показано умение выделить существенные и несущественные признаки, причинно-следственные связи. Ответ четко структурирован, логичен, изложен в терминах науки. Однако допущены незначительные ошибки или недочеты, исправленные студентом с помощью «наводящих» вопросов. Задача решена или полностью, или допущены незначительные недочеты, исправленные студентом в ходе ответа;

Удовлетворительно «3» – дан неполный ответ, логика и последовательность изложения имеют существенные нарушения. Допущены грубые ошибки при определении сущности раскрываемых понятий, теорий, явлений, вследствие непонимания студентом их существенных и несущественных признаков и связей. В ответе отсутствуют выводы. Умение раскрыть конкретные проявления обобщенных знаний не показано. Речевое оформление требует поправок, коррекции.

Неудовлетворительно «2» – студент демонстрирует незнание теоретических основ предмета, не умеет делать аргументированные выводы и приводить примеры, показывает слабое владение монологической речью, не владеет терминологией, проявляет отсутствие логичности и последовательности изложения, делает ошибки, которые не может исправить, даже при коррекции преподавателем, отказывается отвечать на занятии.

Таблица 6 – Критерии оценивания результата обучения по дисциплине и шкала оценивания

Код и наименование компетенции	**Код и наименование индикатора достижения компетенции**	**Критерии оценивания результатов обучения**			
		Оценка **«неудовлетворительно»** / «не зачтено» 0-59% от max рейтинговой оценки контроля	Оценка **«удовлетворительно»** / «зачтено» 60-74% от max рейтинговой оценки контроля	Оценка **«хорошо»** / «зачтено» 75-89% от max рейтинговой оценки контроля	Оценка **«отлично»** / «зачтено» 90-100% от max рейтинговой оценки контроля
ОПК-1. Способен решать задачи профессиональной деятельности, применяя методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общеинженерные знания	*ИОПК-1.2. Решает задачи профессиональной деятельности, применяя методы математического анализа*	Не знает способы решения задач профессиональной деятельности, используя химические законы и методы. Не умеет решать задачи профессиональной деятельности, применяя методы математического анализа и химических законов. Не владеет навыками решения задач профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные и общеинженерные знания для решения химических задач	Слабо знает способы решения задач профессиональной деятельности, используя химические законы и методы. Плохо умеет решать задачи профессиональной деятельности, применяя методы математического анализа и химических законов. Плохо владеет навыками решения задач профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные и общеинженерные знания для решения химических задач.	Знает способы решения задач профессиональной деятельности, используя химические законы и методы. Хорошо умеет решать задачи профессиональной деятельности, применяя методы математического анализа и химических законов. Хорошо владеет навыками решения задач профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные и общеинженерные знания для решения химических задач.	Уверенно знает способы решения задач профессиональной деятельности, используя химические законы и методы. Отлично умеет решать задачи профессиональной деятельности, применяя методы математического анализа и химических законов. Отлично владеет навыками решения задач профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные и общеинженерные знания для решения химических задач.
	ИОПК-1.3. Решает задачи профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные и общеинженерные знания				

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

6.1. Учебная литература, печатные издания библиотечного фонда

Библиотечный фонд укомплектован печатными изданиями из расчета не менее 0,25 экземпляра каждого из изданий, указанных ниже на каждого обучающегося из числа лиц, одновременно осваивающих соответствующую дисциплину.

1.1 Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов / Н.С. Ахметов. - 7-е изд., стер. - М.: Высш. шк., 2006. - 743 с.; - 6-е изд., стер. - М.: Высш. шк., 2005. - 743 с.

1.2 Глинка Н.Л. Общая химия: Учебник для бакалавров / Н.Л. Глинка; Под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. - 19-е изд., перераб. и доп. - М.: Юрайт, 2013. - 901 с.; - 18-е изд., перераб. и доп. - М.: Юрайт, 2012. - 898 с.; - М.: Кнорус, 2011. - 752 с.; - 18-е изд., перераб. и доп. - М.: Юрайт, 2011. - 898 с.

1.3 Угай Я.А.Общая и неорганическая химия: Учебник / Я.А. Угай. - 4-е изд.,стер. - М: Высш.шк., 2004. - 527 с.

6.2. Справочно-библиографическая литература

2.1 Наумов В.И. Комплексные соединения: учеб. пособие / В.И. Наумов, Ж.В. Мацулевич, О.Н. Ковалева; НГТУ им. Р.Е. Алексеева. – Нижний Новгород, 2019. – 173 с.

2.2 Наумов В.И. Атом. Химическая связь и строение вещества: монография/ В.И. Наумов, Г.А. Паничева, Л.Н. Четырбок, Ж.В. Мацулевич. НГТУ им. Р.Е. Алексеева. – Нижний Новгород, 2012. – 344 с.

2.3 Галкин А.Л. Химия / А.Л. Галкин, В.К Османов. НГТУ им. Р.Е. Алексеева. – Нижний Новгород, 2013. – 178 с.

6.3. Методические указания, рекомендации и другие материалы к занятиям

В список «Методические указания, рекомендации и другие материалы к занятиям» включаются методические указания и рекомендации по проведению лабораторных и практических учебных занятий по данной дисциплине:

6.3.1 Методические указания, разработанные преподавателями:

3.1 Мацулевич Ж.В. Введение в курс общей химии. Основные понятия и законы: учебно-метод. пособие к лабораторным работам по курсу «Общая и неорганическая химия» для студентов направлений 18.03.01 «Химическая технология», 19.03.01 «Биотехнология», 11.03.04 «Электроника и наноэлектроника», 22.03.01 «Материаловедение и технологии материалов» всех форм обучения / Ж.В. Мацулевич, О.Н. Ковалева, Т.В. Сазонтьева // Нижний Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2020. – 54 с.

3.2. Наумов В.И. Элементы химической термодинамики в курсе общей химии: метод. указания к лабораторным и практическим занятиям по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных факультетов / В.И. Наумов, Ж.В. Мацулевич, Г.А. Паничева, Т.В. Сазонтьева / Н. Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2010. – 49 с.

3.3. Борисова Г.Г. Основные закономерности протекания химических реакций: методические указания для проведения контрольных работ и коллоквиумов по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и

заочных форм обучения / Г.Н.Борисова, А.В. Борисов, Ю.В. Батталова, В.К. Османов // Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2015. – 49 с.

3.4. Батталова Ю.В. Скорость химических реакций. Химическое равновесие: метод. указания для проведения лабораторных занятий по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных факультетов / Ю.В. Батталова, Г.Н. Борисова, А.В. Борисов, Ж.В. Мацулевич, В.К. Османов / Н. Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2009. – 37 с.

3.5. Самсонова А.Д. Растворы электролитов: учебно-метод. пособие к практическим и лабораторным работам. Индивидуальные задания по курсу общей химии для студентов нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных форм обучения / А.Д. Самсонова, Г.Н. Борисова, А.Л. Галкин, А.В. Борисов // Нижний Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2020. – 33 с.

3.6. Самсонова А.Д. Окислительно-восстановительные реакции: методические указания к лабораторным и практическим занятиям по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных форм обучения/ А.Д. Самсонова, А.Л. Галкин, Т.В. Сазонтьева // Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2012. 36 с.

3.7. Борисов А.В. Контрольные задания по теме растворы: метод. указания для проведения текущего контроля по курсу общей химии и неорганической химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных форм обучения / А.В. Борисов, А.Д. Самсонова, Г.Н. Борисова / Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2017. 14 с.

3.8. Ковалева О.Н. Электрохимия: методические указания к лабораторным и практическим занятиям по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных форм обучения / О.Н. Ковалева, Ю.В. Батталова, В.К. Османов, А.Д. Самсонова // Н. Новгород. НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2012. 52 с.

3.9. Смирнова Л.А. Строение атома: методические указания к практическим занятиям по курсу общей и неорганической химии для студентов химических и нехимических специальностей дневной и вечерней форм обучения / Л.А. Смирнова, Ж.В. Мацулевич, Г.А. Паничева, Г.Ф. Володин, Л.Н. Четырбок, С.В. Краснодубская // Н. Новгород. НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2007. 39 с.

3.10. Ковалева О.Н. Строение атома. Химическая связь: метод. указания для проведения контрольных работ и коллоквиумов по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных форм обучения / О.Н. Ковалева, Т.В. Сазонтьева, А.Д. Самсонова / Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2015. 16 с.

3.11. Наумов В.И. Химическая связь: метод. указания к практическим занятиям по курсу общей химии для студентов нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных факультетов/ В.И. Наумов, Л.Н. Четырбок, Г.А. Паничева // Н. Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2012. 37 с.

3.12. Наумов В.И. Комплексные соединения: методические указания к лаб. и практическим занятиям по курсу общей и неорганической химии НГТУ для студентов химических специальностей / В.И. Наумов, Г.А. Паничева, Л.Н. Четырбок. // Н.Новгород. НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2014. 51 с.

3.13. Ковалева О.Н. Свойства элементов: учебно-метод. пособие к лаб. работам по курсу «Общая и неорганическая химия», «Химия элементов» для студентов направлений 18.03.01 «Химическая технология», 19.03.01 «Биотехнология», 22.03.01 «Материаловедение и технологии материалов» всех форм обучения / О.Н. Ковалева, Ж.В. Мацулевич, Т.В. Сазонтьева // Нижний Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2021. – 52 с.

6.3.2 Методические указания, разработанные НГТУ

3.1. Методические рекомендации по организации аудиторной работы. Приняты Учебно-методическим советом НГТУ им. Р.Е. Алексеева, протокол № 2 от 22 апреля 2013 г. Электронный адрес:

http://www.nntu.ru/RUS/otd_sl/ymy/metod_dokym_obraz/met_rekom_aydit_rab.pdf?20. Дата обращения 23.09.2015.

3.2 Методические рекомендации по организации и планированию самостоятельной работы студентов по дисциплине. Приняты Учебно-методическим советом НГТУ им. Р.Е. Алексеева, протокол № 2 от 22 апреля 2013 г. Электронный адрес:http://www.nntu.ru/RUS/otd_sl /ymy/metod_dokym_obraz/met_rekom_organiz_samoct_rab.pdf?20.

3.3 Учебное пособие «Проведение занятий с применением интерактивных форм и методов обучения», Ермакова Т.И., Ивашкин Е.Г., 2013 г. Электронный адрес:http://www.nntu.ru/RUS/otd_sl/ymy/metod_dokym_obraz/provedenie-zanyatij-s-primeneniem-interakt.pdf.

7. ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Учебный процесс по дисциплине обеспечен необходимым комплектом лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения, в том числе отечественного производства (состав по дисциплине определен в настоящей РПД и подлежит обновлению при необходимости).

7.1. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины (модуля)

Перечень программных продуктов, используемых при проведении различных видов занятий по дисциплине (открытый доступ):

1. КонсультантПлюс [Электронный ресурс]: Справочная правовая система. - Режим доступа: http://www.consultant.ru/.
2. Научная электронная библиотека E-LIBRARY.ru. – Режим доступа: http://elibrary.ru/defaultx.asp
3. Электронная библиотечная система Поволжского государственного университета сервиса [Электронный ресурс]. – Режим доступа:http://elib.tolgas.ru./ - Загл. с экрана.
4. Электронно-библиотечная система Znanium.com [Электронный ресурс]. - Режим доступа:http://znanium.com/. – Загл. с экрана.
5. Открытое образование [Электронный ресурс]. - Режим доступа: https://openedu.ru/. - Загл с экрана.
6. *Polpred.com. Обзор СМИ. Полнотекстовая, многоотраслевая база данных (БД) [Электронный ресурс]. - Режим доступа:http://polpred.com/. – Загл. с экрана.*

7. *Базы данных Всероссийского института научной и технической информации (ВИНИТИ РАН) по естественным, точным и техническим наукам Электронный ресурс]. - Режим доступа: http://www.viniti.ru. – Загл. с экрана.*
8. *Университетская информационная система Россия [Электронный ресурс]. - Режим доступа: http://uisrussia.msu.ru/. – Загл. с экрана.*

7.2. Перечень программного обеспечения и информационных справочных систем

Таблица 7 - Перечень электронных библиотечных систем

№	Наименование ЭБС	Ссылка, по которой осуществляется доступ к ЭБС
1	Консультант студента	http://www.studentlibrary.ru/
2	Лань	https://e.lanbook.com/
3	Юрайт	https://biblio-online.ru/

Таблица 8 - Перечень программного обеспечения

Программное обеспечение, используемое в университете на договорной основе	Программное обеспечение свободного распространения
Microsoft Windows XP, Prof, S/P3 (подписка DreamSpark Premium, договор №Tr113003 от 25.09.14)	Open Office 4.1.1 (лицензия Apache License 2.0)
Microsoft Windows 7 (подписка MSDN 4689, подписка DreamSparkPremium, договор № Tr113003 от 25.09.14)	Adobe Acrobat Reader (FreeWare)
Visual Studio 2008 (подписка DreamSpark Premium, договор №Tr113003 от 25.09.14)	
Microsoft Office Professional Plus 2007 (лицензия № 42470655)	
Microsoft Office (лицензия № 43178972)	
Windows XP лиц. № 65609340	
Office 2007 лиц. № 43178971	
Microsoft Windows XP Professional (лицензия № 43178980)	
MicrosoftOffice 2007 (лицензия № 44804588)	
1С предприятие 8.1 (лицензионное соглашение №800908353 с ЗАО «1С»)	
Adobe Design Premium CS 5.5.5 (лицензия № 65112135)	
Dr.Web (с/н 2026SRBK-Z197-67LX-4N3W от 02.06.2026)	
КонсультантПлюс (Договор № 28-13/16-313 от 27.12.16)	
Техэксперт (Договор №100/860 от 22.12.2016)	

В табл. 9 указан перечень профессиональных баз данных и информационных справочных систем, к которым обеспечен доступ (удаленный доступ). Данный перечень подлежит обновлению в соответствии с требованиями ФГОС ВО.

В данном разделе могут быть приведены ресурсы (ссылки на сайты), на которых можно найти полезную для курса информацию, в т.ч. статистические или справочные данные, учебные материалы, онлайн курсы и т.д.

Таблица 9 - Перечень современных профессиональных баз данных и информационных справочных систем

№	Наименование профессиональной базы данных, информационно-справочной системы	Доступ к ресурсу (удаленный доступ с указанием ссылки/доступ из локальной сети университета)
1	База данных стандартов и регламентов	https://www.gost.ru/portal/gost

№	Наименование профессиональной базы данных, информационно-справочной системы	Доступ к ресурсу (удаленный доступ с указанием ссылки/доступ из локальной сети университета)
	РОССТАНДАРТ	//home/standarts
2	Электронная база избранных статей по философии	http://www.philosophy.ru/
3	Единый архив экономических и социологических данных	http://sophist.hse.ru/data_access.shtml
4	Базы данных Национального совета по оценочной деятельности	http://www.ncva.ru
5	Справочная правовая система «КонсультантПлюс»	доступ из локальной сети
6	Информационно-справочная система «Техксперт»	доступ из локальной сети

8. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ РЕСУРСЫ ДЛЯ ИНВАЛИДОВ И ЛИЦ С ОВЗ

В табл. 10 указан перечень образовательных ресурсов, имеющих формы, адаптированные к ограничениям их здоровья, а также сведения о наличии специальных технических средств обучения коллективного и индивидуального пользования. При заполнении таблицы может быть использована информация, размещенная в подразделе «Доступная среда» специализированного раздела сайта НГТУ «Сведения об образовательной организации» https://www.nntu.ru/sveden/accenv/

Таблица 10 - Образовательные ресурсы для инвалидов и лиц с ОВЗ

№	Перечень образовательных ресурсов, приспособленных для использования инвалидами и лицами с ОВЗ	Сведения о наличии специальных технических средств обучения коллективного и индивидуального пользования
1	ЭБС «Консультант студента»	озвучка книг и увеличение шрифта
2	ЭБС «Лань»	специальное мобильное приложение - синтезатор речи, который воспроизводит тексты книг и меню навигации
3	ЭБС «Юрайт»	версия для слабовидящих

9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ, НЕОБХОДИМОЕ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Учебные аудитории для проведения занятий по дисциплине, оснащены оборудованием и техническими средствами обучения, состав которых определен в данном разделе.

Таблица 11 - Оснащенность аудиторий и помещений для самостоятельной работы студентов по дисциплине

№	Наименование аудиторий и помещений для самостоятельной работы	Оснащенность аудиторий помещений и помещений для самостоятельной работы	Перечень лицензионного программного обеспечения. Реквизиты подтверждающего документа
1	**1224а** учебная аудитория для проведения практических и лабораторных занятий, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации (кафедра "Производственная безопасность, экология и химия" г. Нижний Новгород, ул. Минина, 24)	1. Доска меловая - 3 шт. 2. Столы лабораторные (рабочее место студента) на 20 чел.; 3. Рабочее место преподавателя – 2 шт.; 4. Вытяжные шкафы - 2 шт; 5. Оборудование для проведения лабораторных занятий по дисциплине химия: шкаф сушильный - 2 шт., электрохимические ячейки для измерения ЭДС химического элемента - 3 шт., электролизеры - 4 шт., выпрямители Б5-47 – 6 шт., pH-метры «ИПЛ-301» - 4 шт., калориметры – 4 шт., весы аналитические 4 шт., дистиллятор ДЭ-10 - 1 шт., колбонагреватели – 3 шт.; вольтметры цифровые В7-38 – 3 шт., весы технические – 2 шт., таблицы Менделеева- 4 шт., лабораторная химическая посуда и реактивы набор учебно-наглядных пособий	
2	**6147** учебная аудитория для проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации (кафедра "Производственная безопасность, экология и химия" г. Нижний Новгород, Казанское ш., 12)	1.Доска меловая 2. Рабочее место преподавателя 3. Рабочее место студента - 64 чел. 4. Персональный компьютер	1. Windows XP, Prof, S/P3 (подписка Dream Spark Premium, договор №Tr113003 от 25.09.14); 2. Dr.Web (с/н 2026SRBK-Z197-67LX-4N3W от 02.06.2026)

№	Наименование аудиторий и помещений для самостоятельной работы	Оснащенность аудиторий помещений и помещений для самостоятельной работы	Перечень лицензионного программного обеспечения. Реквизиты подтверждающего документа
3	**6265** учебная аудитория для проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации (кафедра "Производственная безопасность, экология и химия" г. Нижний Новгород, Казанское ш., 12)	1. Доска меловая - 1 шт; 2. Таблица Д.И. Менделеева - 1 шт. 3. Рабочее место преподавателя 4. Рабочее место студента - 42 чел.	

10. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ОБУЧАЮЩИМСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Освоение дисциплины предполагает сочетание аудиторной и самостоятельной работы обучающихся и строится на принципе последовательного перехода от теоретических знаний к их практическому закреплению в лабораторном эксперименте.

10.1. Общие методические рекомендации для обучающихся по освоению дисциплины, образовательные технологии

Дисциплина реализуется посредством проведения контактной работы с обучающимися (включая проведение текущего контроля успеваемости), самостоятельной работы обучающихся и промежуточной аттестации.

Контактная работа может быть аудиторной, внеаудиторной, а также проводиться в электронной информационно-образовательной среде университета (далее - ЭИОС). В случае проведения части контактной работы по дисциплине в ЭИОС (в соответствии с расписанием учебных занятий), трудоемкость контактной работы в ЭИОС эквивалентна аудиторной работе.

Преподавание дисциплины ведется с применением следующих видов образовательных технологий:

-балльно-рейтинговая технология оценивания (при наличии);

- коллоквиум;

- контрольная работа;

- тест;

- отчет по лабораторным работам.

По итогам текущей успеваемости студенту может быть выставлена оценка по промежуточной аттестации в соответствии за набранными за семестр баллами. Студенты, выполнившие все обязательные виды запланированных учебных занятий к прохождению промежуточной аттестации (экзамену).

Результат обучения считается сформированным на повышенном уровне, если теоретическое содержание курса освоено полностью. При устных собеседованиях студент исчерпывающе, последовательно, четко и логически излагает учебный материал; свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами заданий, использует в ответе дополнительный материал. Все предусмотренные рабочей учебной программой задания

выполнены в соответствии с установленными требованиями, студент способен анализировать полученные результаты, проявляет самостоятельность при выполнении заданий.

Результат обучения считается сформированным на пороговом уровне, если теоретическое содержание курса освоено полностью. При устных собеседованиях студент последовательно, четко и логически стройно излагает учебный материал; справляется с задачами, вопросами и другими видами заданий, требующих применения знаний; все предусмотренные рабочей учебной программой задания выполнены в соответствии с установленными требованиями, студент способен анализировать полученные результаты; проявляет самостоятельность при выполнении заданий

Результат обучения считается несформированным, если студент при выполнении заданий не демонстрирует знаний учебного материала, допускает ошибки, неуверенно, с большими затруднениями выполняет задания, не демонстрирует необходимых умений, качество выполненных заданий не соответствует установленным требованиям, качество их выполнения оценено числом баллов ниже трех по оценочной системе, что соответствует допороговому уровню.

10.2. Методические указания для занятий лекционного типа

Лекционный курс имеет своей целью систематическое изложение теоретических основ общей химии и формирование у студентов целостного представления о предмете дисциплины.

Рекомендации по работе на лекции и подготовке к ней:

Перед посещением лекции целесообразно просмотреть материал предыдущей лекции и, по возможности, ознакомиться с планом предстоящей темы по программе дисциплины или учебнику.

На лекции следует вести конспект, фиксируя не только определения и формулы, но и логику вывода закономерностей, примеры, приводимые преподавателем (особенно примеры, связанные с металлургическими процессами и свойствами металлов — они помогают в дальнейшем видеть прикладное значение изучаемого материала).

Особое внимание при конспектировании следует уделять темам, которые являются базовыми для лабораторного практикума и специальных дисциплин: строение атома и периодический закон, виды химической связи, основы химической термодинамики и кинетики, теория растворов, окислительно-восстановительные и электрохимические процессы.

Вопросы, возникающие в ходе лекции, рекомендуется задавать преподавателю непосредственно на занятии или в специально отведённое для консультаций время.

После лекции необходимо в тот же день дорабатывать конспект: восстанавливать пропущенные фрагменты, отмечать материал, вынесенный на самостоятельное изучение, формулировать вопросы для уточнения на консультации.

Материал лекций следует систематически сопоставлять с содержанием базового учебника и рекомендованной дополнительной литературы, что позволяет выявить и восполнить возможные пробелы конспекта.

10.3. Методические указания по освоению дисциплины на лабораторных работах

Лабораторный практикум является ключевым структурным компонентом дисциплины и требует от студента особой организованности и ответственности, поскольку связан с работой с химическими реактивами, оборудованием и источниками потенциальной опасности.

Порядок подготовки и выполнения лабораторной работы:

- *Допуск к работе*. До начала занятия студент обязан изучить теоретический материал по теме работы и методические указания к её выполнению, оформить в лабораторном

журнале цель работы, краткую теоретическую часть, схему установки (при необходимости) и таблицу для записи результатов. Допуск к выполнению работы осуществляется преподавателем на основании устного опроса или письменного тестирования по теме занятия и правилам техники безопасности.

- *Инструктаж по технике безопасности*. Перед каждым циклом лабораторных занятий и перед выполнением работ повышенной опасности (работа с концентрированными кислотами и щелочами, нагревательными приборами, легковоспламеняющимися веществами) проводится обязательный инструктаж с регистрацией в журнале инструктажа.

- *Выполнение эксперимента*. Работа выполняется студентами самостоятельно (индивидуально, в парах или малых группах, в зависимости от характера работы) под контролем преподавателя или учебного мастера. Необходимо строго соблюдать последовательность операций, указанную в методических указаниях, точность взвешивания и измерения объёмов, аккуратность обращения с реактивами и посудой.

- *Фиксация результатов*. Все наблюдения, показания приборов, результаты титрования или взвешивания записываются непосредственно в ходе эксперимента в лабораторный журнал; недопустимо восстановление данных «по памяти» после занятия.

- *Обработка результатов и оформление отчёта*. По окончании эксперимента студент производит необходимые расчёты (концентраций, тепловых эффектов, констант равновесия, погрешностей измерений), формулирует выводы, соотнося полученные результаты с теоретическими закономерностями. Отчёт оформляется по единой, установленной на кафедре форме и должен содержать цель работы, краткое теоретическое обоснование, экспериментальные данные, расчёты, выводы.

- *Защита лабораторной работы*. Выполненная и оформленная работа защищается студентом в форме собеседования с преподавателем, включающего вопросы по теории, методике эксперимента и анализу полученных результатов. Защита является обязательным условием получения зачёта по лабораторному практикуму.

Дополнительные рекомендации:

- при работе в парах необходимо распределять обязанности и чередовать функции (проведение эксперимента / фиксация данных) для равномерного освоения практических навыков всеми студентами;

- пропущенные по уважительной причине лабораторные работы отрабатываются в дополнительно назначенное время по графику консультаций кафедры;

- рекомендуется заблаговременно, до начала цикла лабораторных занятий, ознакомиться с общим графиком практикума, чтобы иметь возможность подготовиться к нескольким темам заранее.

10.4. Методические указания по самостоятельной работе обучающихся

Самостоятельная работа студентов по дисциплине «Общая химия» включает следующие основные виды деятельности:

- проработку теоретического материала лекций и учебника при подготовке к практическим и лабораторным занятиям;

- подготовку к лабораторным работам: изучение методических указаний, составление плана работы, предварительное оформление лабораторного журнала;

- выполнение индивидуальных расчётных заданий и решение задач по разделам курса (стехиометрические расчёты, растворы, термодинамика, кинетика, электрохимия);

- оформление отчётов по выполненным лабораторным работам и подготовку к их защите;

- подготовку к текущему и промежуточному контролю (коллоквиумам, тестированию, экзамену/зачёту);

- работу с дополнительной и справочной литературой, электронными

образовательными ресурсами для углублённого изучения отдельных тем, в том числе вынесенных на самостоятельное изучение.

Рекомендации по организации самостоятельной работы:

1. Самостоятельную работу целесообразно планировать регулярно, небольшими порциями, синхронизируя её с графиком лекционных и лабораторных занятий, а не откладывать на период сессии.

2. При проработке теоретического материала рекомендуется составлять краткие структурно-логические схемы и таблицы (например, сравнительные таблицы типов химической связи, классификации химических реакций, способов выражения концентрации растворов) – это способствует систематизации знаний и облегчает подготовку к контролю.

3. При решении расчётных задач следует придерживаться алгоритма: анализ условия – определение используемых физико-химических законов и формул – выполнение расчёта с проверкой размерностей — анализ полученного результата на физическую разумность.

4. При подготовке к лабораторным работам необходимо не просто переписывать методические указания, а осмысленно разбирать химизм происходящих процессов, что позволит увереннее отвечать на вопросы при допуске к работе и её защите.

5. Рекомендуется использовать возможности консультаций с преподавателем для разбора сложных вопросов, возникающих в ходе самостоятельной работы, не откладывая их разрешение до итогового контроля.

6. Обучающимся, испытывающим затруднения при усвоении отдельных разделов курса, целесообразно обращаться к дополнительной литературе и решать больше вариантов типовых задач по соответствующей теме, а также использовать материалы электронной образовательной среды вуза.

В процессе самостоятельной работы при изучении дисциплины студенты могут работать на компьютере в специализированных аудиториях для самостоятельной работы (указано в табл. 11). В аудиториях имеется доступ через информационно-телекоммуникационную сеть «Интернет» к электронной информационно-образовательной среде университета (ЭИОС) и электронной библиотечной системе (ЭБС), где в электронном виде располагаются учебные и учебно-методические материалы, которые могут быть использованы для самостоятельной работы при изучении дисциплины.

Для обучающихся по заочной форме обучения самостоятельная работа является основным видом учебной деятельности.

10.5. Методические указания для выполнения контрольных работ

При изучении курса «Общей химии» проводится 8 контрольных работ (5 контрольных работ в первом семестре, 3 контрольные работы во втором семестре).

В контрольную работу № 1 входят вопросы по основным законам химии: вариант 1 - 20 (по выбору преподавателя) из методических указаний: Ж.В. Мацулевич, О.Н. Ковалева, Т.В. Сазонтьева «Введение в курс общей химии. Основные понятия и законы» НГТУ, г. Нижний Новгород, 2020. 54 с)

В контрольную работу № 2 входят вопросы по химической термодинамике: вариант 1 - 28 (по выбору преподавателя) из методических указаний: Г.Н.Борисова, А.В. Борисов, Ю.В. Батталова, В.К. Османов Основные закономерности протекания химических реакций. Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2015. – 49 с.

В контрольную работу № 3 входят вопросы по следующим темам: скорость химических реакций, химическое равновесие, влияние температуры на скорость химической реакции и т.д.: вариант 1 – 28, 1-27 (по выбору преподавателя) из методических указаний: Г.Н. Борисова, А.В. Борисов, Ю.В. Батталова, В.К. Османов Основные закономерности протекания химических реакций. Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2015. – 49 с.

В контрольную работу № 4 входят вопросы по следующим темам: способы выражения концентрации растворов; стехиометрические расчеты, окислительно-восстановительные реакции: вариант 1-30 (по выбору преподавателя) из методических указаний: А.В. Борисов, А.Д. Самсонова, Г.Н. Борисова Контрольные задания по теме растворы. Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2017. 14 с.

В контрольную работу № 5 входят вопросы по темам: гальванические элементы, электролиз, электродный потенциал, водородный электрод, уравнение Нернста: задача 1-100 (по выбору преподавателя) из методических указаний: О.Н. Ковалева, Ю.В. Батталова, В.К. Османов, А.Д. Самсонова Электрохимия. Н. Новгород. НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2012. 52 с.

В контрольную работу № 6 входят вопросы по строение атома и Периодическому закону им. Д.И. Менделеева: задание 1- 25 (по выбору преподавателя) из методических указаний: Л.А. Смирнова, Ж.В. Мацулевич, Г.А. Паничева, Г.Ф. Володин, Л.Н. Четырбок, С.В. Краснодубская. Строение атома. Н. Новгород. НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2007. 39 с.

В контрольную работу № 7 входят вопросы по химической связи: задача 1-29 (по выбору преподавателя) из методических указаний: О.Н. Ковалева, Т.В. Сазонтьева, А.Д. Самсонова Строение атома. Химическая связь. Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2015. 16 с.

В контрольную работу № 8 входят вопросы по комплексным соединениям: вариант 1-25 (по выбору преподавателя) из методических указаний: В.И. Наумов, Г.А. Паничева, Л.Н. Четырбок Комплексные соединения. Н.Новгород. НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2014. 51 с.

11. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ КОНТРОЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта в ходе текущего контроля успеваемости

Вопросы, индивидуальные задания и задачи представлены в методических указаниях к практическим и лабораторным занятиям [3.1 – 3.13], представленных в п. 6.3.

Примеры типовых заданий:

11.1.1. Типовые задания к практическим (семинарским) занятиям

Занятие № 24 (2 часа)

Окислительно-восстановительные реакции. Решение задач

1. Индивидуальное решение задачи окислительно-восстановительным реакциям (по выбору преподавателя из методических указаний к лабораторным и практическим занятиям: Самсонова А.Д., Галкин А.Л., Сазонтьева Т.В. «Окислительно-восстановительные реакции» Н. Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2012. 36 с.)

ТИПОВЫЕ ЗАДАЧ:

1. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях

$$2KMnO_4 + 16HF = 2MnF_2 + 5F_2 + 2KF + 8H_2O$$

2. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях

$$2KMnO_4 + 16HBr = 2MnBr_2 + 5Br_2 + 2KBr + 8H_2O$$

3. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях

$$2FeO_4^{2-} + 8H^+ + 2Br^- \rightarrow Fe^{3+} + Br_2 + 4H_2O$$

4. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях

$$AsO_4^{3-} + 2H_2O + 2I^- = AsO_2^- + I_2 + 4OH^-$$

5. Вычислите константу равновесия реакции

$$2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

6. Определите направление реакции при стандартных условиях

$$2KMnO_4 + 5H_2S + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 2S + K_2SO_4 + 8H_2O$$

7. Методом ионно-электронных уравнений подберите коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях. Укажите окислитель и восстановитель. Какой из элементов окисляется, какой восстанавливается?

1) $Al + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

2) $Al + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

3) $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$

4) $Bi_2O_3 + Br_2 + KOH \rightarrow KBiO_3 + KBr + H_2O$

5) $SnCl_2 + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow SnCl_4 + CrCl_3 + KCl + H_2O$

6) $MgI_2 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + MgSO_4 + H_2O$

7) $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$

8) $KNO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow KNO_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

9) $MnO_2 + O_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + H_2O$

10) $SO_2 + FeCl_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + FeCl_2 + HCl$

11) $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

12) $H_2SO_3 + HIO_3 \rightarrow H_2SO_4 + HI$

13) $Zn + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

14) $KMnO_4 + KBr + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Br_2 + K_2SO_4 + H_2O$

15) $SO_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow K_2SO_4 + MnO_2 + H_2SO_4$

16) $KI + KMnO_4 + KOH \rightarrow I_2 + K_2MnO_4 + H_2O$

17) $MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + H_2O$

18) $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

19) $KNO_2 + KMnO_4 + KOH \rightarrow KNO_3 + K_2MnO_4 + H_2O$

20) $K_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

21) $NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$

22) $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$

23) $KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

24) $Fe_2O_3 + KNO_3 + KOH \rightarrow K_2FeO_4 + KNO_2 + H_2O$

25) $I_2 + KOH \rightarrow KI + KIO_3 + H_2O$

26) $KIO_3 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow O_2 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$

27) $Al_2 + KOH + H_2O \rightarrow K[Al(OH)_4] + H_2$

28) $SnCl_2 + KMnO_4 + HCl \rightarrow SnCl_4 + MnCl_2 + H_2O$

29) $Cl_2 + KI + KOH \rightarrow KCl + KIO_3 + H_2O$

30) $SnCl_2 + FeCl_3 \rightarrow SnCl_4 + FeCl_2$

8. Методом электронно-ионных уравнений составьте полные уравнения реакций, учитывая, что-либо окислитель, либо восстановитель являются также и средой. Обоснуйте на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов возможность протекания данных реакций.

1) $KI + H_2SO_4/конц/ \rightarrow I_2 + H_2S + K_2SO_4 + H_2O$

2) $KBr + H_2SO_4/конц/\rightarrow Br_2 + S + K_2SO_4 + H_2O$

3) $NaBr + H_2SO_4/конц/\rightarrow Br_2 + SO_2 + Na_2SO_4 + H_2O$

4) $Mg + H_2SO_4/конц/\rightarrow MgSO_4 + S + H_2O$

5) $Al + H_2SO_4/конц/\rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2S + H_2O$

6) $Cu + H_2SO_4/конц/\rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$

7) $Ag + H_2SO_4/конц/\rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + H_2O$

8) $HCl/конц/ + MnO_2\rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + H_2O$

9) $HCl/конц/ + KMnO_4\rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + KCl + H_2O$

10) $HCl/конц/ + PbO_2\rightarrow Cl_2 + PbCl_2 + H_2O$

11) $HCl/конц/ + CrO_3 \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + H_2O$

12) $HCl/конц/ + K_2Cr_2O_7\rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + KCl + H_2O$

13) $Zn + H_2SO_4/конц/ \rightarrow ZnSO_4 + H_2S + H_2O$

14) $CuS + HNO_3\rightarrow S + Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

15) $Cu_2O + HNO_3\rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

16) $CuS + HNO_3/конц/\rightarrow H_2SO_4 + Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$

17) $FeS + HNO_3/конц/\rightarrow Fe(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$

18) $MnS + HNO_3\rightarrow S + NO + Mn(NO_3)_2 + H_2O$

19) $FeSO_4 + HNO_3\rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Fe(NO_3)_3 + NO_2 + H_2O$

20) $MnS + HNO_3/конц/\rightarrow H_2SO_4 + NO_2 + Mn(NO_3)_2 + H_2O$

21) $Ag + HNO_3/конц/\rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$

22) $Zn + HNO_3\rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO + H_2O$

23) $Mg + HNO_3/очень\ разб./\rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$

24) $Fe + HNO_3\rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO + H_2O$

25) $S + HNO_3\rightarrow H_2SO_4 + NO$

26) $H_2S + HNO_3\rightarrow S + NO_2 + H_2O$

27) $Cu + HNO_3/разб/\rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

28) $Sn + HNO_3/конц/\rightarrow H_2SnO_3 + NO_2 + H_2O$

29) $Fe + H_2SO_4/конц/\rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + H_2O$

30) $K_2S + HNO_3\rightarrow S + NO + KNO_3 + H_2O$

11.1.2. Типовые задания для лабораторных работ

Лабораторное занятие № 1 (4 часа)

Определение эквивалентной массы металла

ТИПОВЫЕ КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1. Цель работы
2. Порядок выполнения работы
3. Обработка экспериментальных данных
4. Анализ результатов
5. Схема установки
6. Найти эквивалентную массу серы в соединениях H_2S; SO_3; $FeSO_4$; $CuSO_3$.
7. От чего зависит эквивалент химического элемента: 1) от валентности; 2) всегда является постоянной величиной.
8. Чему равен объем 1 моль идеального газа при 25 ^{0}C и давлении 1 атм, масса его эквивалента – 29,65 г/моль. Чему равны валентность и атомная масса металла, какой это металл?

9. Определить эквивалентную массу металла, если 0,4 г его вытеснили из воды 624 млH_2 при 470 ^{0}C и 743 мм рт. ст.?

10. 0,36 г металла образуют 0,68 г оксида. Определить эквивалент металла.

11. Мышьяк образует два оксида, из которых один содержит 65,2 % (масс.) мышьяка, а другой – 75,7% (масс.) мышьяка. Определить эквивалентные массы мышьяка в обоих случаях. Написать формулы соответствующих оксидов.

12. Сформулировать закон эквивалентов, дать его математическое выражение.

13. Как определить эквивалент оксида, если известен эквивалент элемента, соединившегося с кислородом?

14. Дать определения эквивалента элемента, эквивалентной массы.

15. Найти эквивалентную массу марганца в соединениях: $Mn(OH)_4$; K_2MnO_4; $MnSO_4$.

16. Сколько эквивалентов содержится в 200 г $CaCO_3$; в 400 г NaOH?

11.1.3. Типовые вопросы (задания) для устного (письменного) опроса

ЛЕКЦИЯ № 5

Зависимость скорости реакции от температуры. Принцип Ле-Шателье

ТИПОВЫЕ ВОПРОСЫ ДЛЯ ГРУППОВОГО ОБСУЖДЕНИЯ НА ЛЕКЦИОННЫХ ЗАНЯТИЯХ:

1. Как зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ для сложных реакций?

2. Напишите дифференциальное кинетическое уравнение реакции.

3. Что называют порядком реакции? Как экспериментально определяют порядок реакции по данному веществу?

4. Как изменяются концентрации веществ во времени по мере прохождения реакции? Напишите интегральное кинетическое уравнение для реакции первого порядка.

5. От каких факторов зависит скорость химической реакции в гетерогенных системах?

6. Как и почему зависит скорость реакции от температуры? Напишите уравнение Аррениуса. Каков физический смысл констант уравнения? Какие экспериментальные данные необходимы для расчета энергии активации?

11.1.4. Типовые тестовые задания

Тема «Основные положения, элементы химической термодинамики и тепловые эффекты химических реакций»

1. Тепловой эффект реакции характеризуется изменением
   1) энтропии;
   2) энтальпии;
   3) повышением температуры;
   4) внутренней энергии.
2. Реакция протекает самопроизвольно в прямом направлении, если
   1) $\Delta H<0$;
   2) $\Delta G<0$;
   3) $\Delta S>0$;
   4) $\Delta H>0$.

3. Энтропия является характеристикой
   1) теплоты системы;
   2) беспорядка системы;
   3) потенциальной энергии системы;
   4) движения молекул.
4. Тепловой эффект реакции зависите от
   1) температуры окружающей среды;
   2) давления в системе;
   3) начального и конечного состояния системы;
   4) пути протекания реакции.
5. В ходе реакции происходит выделение газа – система расширяется, при этом ее
   1) энтропия уменьшается ($\Delta S<0$);
   2) энтальпия увеличивается ($\Delta H>0$);
   3) энтропия возрастает ($\Delta S>0$);
   4) внутренняя энергия уменьшается ($\Delta U<0$).
6. Для какой реакции $\Delta S_{хр} >0$?
   1) $CaCO_3$ (к)=CaO(к)+ CO_2(г);
   2) $2SO_2$ (г)+ O_2(г)=$2SO_3$(г);
   3) I_2(г)+ H_2(г) = $_2$HI(г);
   4) $3H_2$(г)+ N_2(г) = $2NH_3$(г).
7. Реакция протекает самопроизвольно при температуре ниже равновесной ($T<T_р$), в случае если
   1) $\Delta H<0$, $\Delta S<0$;
   2) $\Delta H<0$, $\Delta S>0$;
   3) $\Delta H>0$, $\Delta S<0$;
   4) $\Delta H>0$, $\Delta S>0$.
8. Реакция протекает самопроизвольно при температурах выше температуры равновесия в случае если
   1) $\Delta H>0$, $\Delta S>0$;
   2) $\Delta H<0$, $\Delta S<0$;
   3) $\Delta H<0$, $\Delta S>0$;
   4) $\Delta H>0$, $\Delta S<0$.
9. В системе нет равновесия, реакция не возможна при любой температуре в случае если
   1) $\Delta H>0$, $\Delta S>0$;
   2) $\Delta H<0$, $\Delta S>0$;
   3) $\Delta H>0$, $\Delta S<0$;
   4) $\Delta H<0$, $\Delta S<0$.
10. Реакция протекает самопроизвольно при любой температуре в случае
   1) $\Delta H<0$, $\Delta S>0$;
   2) $\Delta H<0$, $\Delta S<0$;
   3) $\Delta H>0$, $\Delta S<0$;
   4) $\Delta H>0$, $\Delta S>0$.
11. Реакция является экзотермической, если
   1) $\Delta H<0$;

2) $\Delta U > 0$;

3) $\Delta U < 0$;

4) $\Delta H > 0$.

12. Реакция протекает с поглощением тепла, если

1)$\Delta H < 0$;

2) $\Delta S > 0$;

3) $\Delta H > 0$;

4) $\Delta U > 0$.

13. Система находится в равновесии, если

1) $\Delta H = 0$;

2) $\Delta S = 0$;

3) $\Delta G = 0$;

4) $\Delta U = 0$?

14. Энтропия системы повышается при

1) конденсации пара;

2) кипении жидкости;

3) кристаллизации жидкости;

4) осаждении.

15. Энтропия системы уменьшается при

1) кристаллизации;

2) плавлении;

3) возгонке;

4) растворении.

16. Реакция протекает по уравнению $2\ HCl_{(г)} + Ca_{(к)} = CaCl_{2(к)} + H_{2(г)}$. Сколько молей HCl вступило в реакцию, если выделилось 152,88 кДж тепла?

1) 1 моль;

2) 0,25 моль ;

3) 0,5 моль; 4

4) 1,5 моль.

17. Энтальпия образования FeOсоставляет -265 кДж/моль. Сколько тепла выделится, если образуется 144 г оксида железа?

1) 132,5 кДж;

2) 530 кДж;

3) 677 кДж;

4) 488 кДж.

18. Согласно 1 следствию закона Гесса тепловой эффект реакции

$$Fe_2O_{3(к)} + 3\ CO_{(г)} = 2\ Fe_{(к)} + 3\ CO_{2(г)}$$ равен

1) $\Delta H^0_{хр} = -240,18$ кДж;

2) $\Delta H^0_{хр} = 240,18$ кДж;

3) $\Delta H^0_{хр} = 340$ кДж;

4) $\Delta H^0_{хр} = -226,9$ кДж.

19. Энтропия системы в ходе реакции $Na_2CO_{3(к)} = Na_2O_{(к)} + CO_{2(г)}$ увеличивается, т.к.

1) образуется газ;

2) реакция самопроизвольная;

3) образуется оксид натрия;

4) образуются два оксида.

20. Определите тепловой эффект сгорания жидкого $CS_{2(ж)}$ до образования газообразных CO_2 и SO_2.

1) - 602 кДж;

2) 635,2 кДж;

3) – 635,2 кДж;

4) 602 кДж.

11.1.5. Типовые задания для контрольной работы

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 1
ТЕМА «ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ»

ВАРИАНТ 1

1. Сколько молей и молекул содержит 10г хлора при н.у.? Определите его объем (н.у.).

2. Взяты равные массы азота и кислорода при одинаковых условиях. Определите соотношение объемов этих газов.

3. Газ, плотность которого по воздуху составляет 0,6, находится в сосуде емкостью 20л под давлением103,8 кПа при20^0С.Рассчитайте массу газа.

4. При нагревании 20 г металла получено 21,66 г оксида. Определите эквивалентную массу оксида и металла.

5 Какой газ и в каком количестве образуется при взаимодействии 6,4 г меди с избытком концентрированной серной кислоты?

6. Эквивалентная масса металла равна 20г/моль. Какой процент по массе кислорода в оксиде данного металла?

ВАРИАНТ 2

1. Масса 1л газа при н.у. равна 0, 0021кг.Определите молярную массу газа и его плотность по воздуху.

2. В каком объеме водорода при н.у. содержится $18 \cdot 10^{28}$ молекул?

3. Определите давление этилена в сосуде объемом 10 л при -2°С.

4. При восстановлении 1,34 г оксида металла водородом образовалось 0,324 г воды. Определите эквивалентную массу металла.

5. Смешали 7,3 хлороводорода и 4г аммиака. Сколько граммов хлорида аммония при этом образуется? Какой исходный газ был взят в избытке?

6. При взаимодействии с водой 0,25г двухвалентного металла выделилось 140мл водорода (н.у.). Какой это металл?

ВАРИАНТ 3

1. Найдите соотношение объемов равных масс азота и аммиака.

2. Определите массу оксида углерода(II), содержащую $2 \cdot 10^{26}$молекул.

3. Какой объем занимает 4 г водорода при давлении 1 атмосфера и 5°С?

4. Рассчитайте эквивалентную массу элемента, если его соединение с серой содержит 13,8% (по массе) серы, эквивалентная масса которой равна16,03г/моль.

5. К раствору, содержащему 10г нитрата свинца (II), прилили 10 мл 5%раствора хлорида натрия (ρ = 1,03г/$см^3$). Определите массу образовавшегося осадка.

6. При взаимодействии 13г металла (I) с водой выделилось 3,73л водорода(н.у.).

Определите этот металл.

ВАРИАНТ 4

1. Определите объем углекислого газа (н.у.), содержащего такое же количество молекул, что и в 10г воды.

2. При 7^oC давление газа в закрытом сосуде равно 96 кПа. Каким станет давление, если охладить сосуд до-33^oC?

3. Из скольких атомов состоит молекула аргона, если плотность его по воздуху равна1,38?

4. Оксид металла (III) содержит 30% по массе кислорода. Определите этот металл.

5. Сколько нитрата меди (II) образуется при взаимодействии избытка разбавленной азотной кислоты с 3,2 г меди? Какой газ и в каком объеме (н.у. выделяется в этой реакции?

6. Эквивалентная масса металла (II) равна 12 г/моль. Определите процентное содержание кислорода в оксиде этого металла.

ВАРИАНТ 5

1. Сопоставьте число молекул, содержащихся в 1г азота и в 1г оксида азота(II). В каком случае и во сколько раз число молекул больше?

2. Какой объем при н.у. занимает 10г хлора? Сколько молей хлора содержится в этой массе?

3. Каков объем водорода при $17^\circ C$ и давлении 200 кПа, выделившегося при растворении 1,5 кг цинка в соляной кислоте?

4. При соединении 1г фосфора с кислородом было получено 2,29г оксида фосфора. Выведите формулу этого оксида фосфора.

5. Можно ли железо массой 5,6г превратить в Fe_3O_4 взаимодействием с 0,05 моль кислорода? Какой объем кислорода (н.у.) потребуется для полного протекания данной реакции?

6. Сколько эквивалентов водорода потребуется для восстановления 7,2 г оксида железа(II). Какой объем займет данное количество водорода?

ВАРИАНТ 6

1. Рассчитайте массу одной молекулы сероводорода.

2. При$17^\circ C$ и давлении 104кПа масса 624л газа составляет1,185 кг. Определите молярную массу газа.

3. Определите плотность азота по водороду. Как относятся объемы равных масс этих газов при одинаковых условиях?

4. Мышьяк образует два оксида, содержащих соответственно 65,2 и 75,7 % мышьяка по массе. Определите химические формулы этих оксидов.

5. При восстановлении углем 32 г оксида железа(III) образовалось20,81 г железа. Вычислит выход железа в процентах по массе.

6. На восстановление 1,8 г оксида металла требуется 0,833 л водорода(н.у.). Определите эквивалентные массы оксида и металла.

ВАРИАНТ 7

1. Определите массу 10л азота при н.у. Какое количество молекул содержится в данном объеме?

2. Определите объем углекислого газа (н.у.), содержащий такое же количество моль, как и в 10 г водорода.

3. При каком давлении масса хлора объемом 3л составит 2,5г, если температура равна 25°С?

4. Элемент образует оксид, содержащий 32% по массе кислорода. Рассчитайте эквивалентную массу данного элемента.

5. Навеску сплава массой 8,215г, содержащего 75% марганца и 25% алюминия, обработали раствором соляной кислоты. Определите объем выделившегося водорода (н.у.). Навеску этого же сплава массой 6,89 г обработали щелочью. Вычислите объем выделившегося водорода при 21°С и 988 кПа.

6. На окисление двухвалентного металла массой 8,34 г необходимо 0,68 л кислорода(н.у.). Определите, что это за металл.

ВАРИАНТ 8

1. Какой объем при н.у. занимает 10 г аммиака? Сколько молекул содержится в этой массе вещества?

2. Плотность паров брома по воздуху равна 5, 37.Каков состав молекул брома?

3. Определите массу 10л кислорода при 21°С и давлении125 кПа.

4. При восстановлении 16 г оксида металла (III) алюминием получено 10,2г оксида алюминия. Определите, что это за металл.

5. Вещество имеет следующий состав % по массе: 37,71 натрия, 22,95 кремния, 39,34 кислорода. Установите простейшую формулу этого вещества.

6. При сжигании 5г металла образовалось 9,44г оксида данного металла. Определите эквивалентны массы оксида и металла.

ВАРИАНТ 9

1. Чему равна масса молекулы оксида серы (IV)?

2. Предельный газообразный углеводород массой 0,268 г занимает объем 200мл(н.у.). Найдите молярную массу и установите углеводород.

3. Сосуд емкостью 10л при 27°С вмещает один моль воздуха. Рассчитайте давление воздуха в сосуде, если молярная масса воздуха равна 29 г/моль.

4. При восстановлении 8,06 г оксида металла бериллием получено 5 г оксида бериллия. Рассчитайте эквивалентную массу металла, если эквивалентная масса бериллия равна 4,5 г/моль.

5. При разложении карбоната кальция выделилось 5,6 л углекислого газа(н.у.). Определите массу гидроксида калия, необходимую для превращения выделившегося газа в карбонат калия. Сколько молей карбоната кальция при этом разложилось?

6. Четырехвалентный металл массой 1г реагирует с 0,27 г кислорода. Определите эквивалентные массы этого оксида и металла. Установите, что это за металл.

ВАРИАНТ 10

1. Определите массу кислорода, содержащего столько же молей, сколько их содержится в 36г воды.

2. Масса газа объемом 10^{-3} $м^3$ (н.у.) равна $1{,}175 \cdot 10^{-3}$ кг. Вычислить молекулярную массу газа и массу одной молекулы этого газа.

3. Какой объем оксида углерода(IV) можно получить при прокаливании гидрокарбоната натрия массой 210 г при25°С и давлении106кПа?

4. Эквивалентная масса металла равна 25 г/моль. Рассчитайте объем водорода (н.у.), необходимого для восстановления его оксида массой 4,95 г.

5. Кусочек серебряно монеты массой 0,3 г растворили в концентрированной азотной кислоте. К полученному раствору добавили хлорида натрия. Образовался осадок массой 0, 199 г. Какой % серебра по массе содержался в монете?

6. Какова масса гидроксида калия, содержащая столько же эквивалентов, сколько их содержится в128 г гидроксида кальция?

11.2. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта в ходе промежуточной аттестации по дисциплине

Экзамен проводится в тестовой и устно-письменной форме по всему материалу изучаемого курса «Общей химии»

Экзаменационный билет содержит 5 вопросов из разных тем курса.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ БИЛЕТЫ

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 1

1. Внутренняя энергия и ее физический смысл. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Стандартные условия. Тепловые эффекты реакций Qv и Qp. Эндо - и экзотермические реакции. Энергетические диаграммы этих реакций.

2.. Диссоциация электролитов. Ионное произведение воды. Шкала кислотности. Нейтральные, кислые и щелочные растворы и их pH. Определить pH в насыщенном растворе $Al(OH)_3$

3. Определить $E_{акт}$ для реакции A + B = C + Д, если константа скорости при 21 и 41 ^{0}C соответственно равны 4.10^{-4} и $7{,}5.10^{-2}$.

4. Какова концентрация ионов H^+ , OH^- и pH в 5 % растворе уксусной кислоты.

5. В гальваническом элементе протекает реакция $Mg + Sn^{4+} = Mg^{2+} + Sn^{2+}$

А). Нарисовать схему элемента и определить направление движения электронов во внешней цепи;

Б). Рассчитать Э.Д.С, если концентрация ионов $[Mg^{2+}]$, $[Sn^{2+}]$ и Sn^{4+} равны соответственно 0,1, 10^{-3} и 10^{-6} моль/л

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 2

1. Записать уравнения прямых и обратных скоростей гетерогенной ($CaCO_3 = CaO + CO_2$) и гомогенной ($2N_2O = 2\ N_2 + O_2$ - все вещества - газы) реакций. Энергия активации процесса. Активированный комплекс. Активные молекулы (распределение Максвелла).

2. Для реакции $2N_2O = 2\ N_2 + O_2$ определить: тепловой эффект реакции; выражения для констант K_c и K_p и соотношение между ними. Будет ли реакция самопроизвольно протекать при 100 ^{o}C.

3. Вычислить ПР CaF_2, если в 1 литре воды растворяется 0,0157 г этой соли.

4. Подберите коэффициенты в уравнении. Укажите окислитель и восстановитель. Какой из элементов окисляется, какой восстанавливается?

$$A1 + K_2Cr_20_7 + H_2S0_4 \rightarrow Al_2(S0_4)_3 + Cr_2(S0_4)_3 + K_2S0_4 + H_2O$$

5. Диаграмма Пурбе. Какие данные можно получить в плане коррозии металлов на основе этой диаграммы?

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 3

1. Закон Гесса и его следствия. Термохимические уравнения. Расчет тепловых эффектов химических реакций по энтальпиям образования (на примере $2\ NO + C1_2 = 2\ NOC1$) и сгорания. Практическая значимость закона Гесса.

2. Функции состояния системы (U, H, G, S). Их физический смысл и связь между ними. Что по этим параметрам можно определить? Ответы обосновать и подтвердить формулами.

3. Вычислить растворимость и ПР $Ni(CN)_2$, если в 500 мл воды растворяется $2{,}09 \cdot 10^{-8}$ г соли.

4 . Уравнять методом полуреакций: $Cl_2 + KI + KOH = KCl + KIO_3 + H_2O$

5. Для гальванического элемента $Fe|\ Fe^{+2}$ (1моль/л) || Ag^{+}(0,1моль/л) |Ag указать полярность электродов и направление движения электронов во внешней цепи. Рассчитать ЭДС.

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 4

1. Принцип Ле-Шателье. Факторы, влияющие на сдвиг равновесия химической реакции. Показать на примере получения аммиака и $NH_{3\ г} + H_2O_{\ ж} = NH_4OH_{ж,}$ рассчитав предварительно тепловой эффект этой реакции.

2. Гидролиз солей. Показать на примере KH_2PO_4. Степень и константа гидролиза. pH среды при гидролизе солей. Способы сдвига равновесия при гидролизе.

3. Определить давление в сосуде объемом 20 л газовой смеси при 20^0C, состоящей из 2 г хлора и 10 г азота.

4. Подберите коэффициенты в уравнении: $A1 + KMn0_4 + H_2S0_4 \rightarrow Al_2(S0_4)_3 + MnS0_4 + K_2\ S0_4 + H_20$. Укажите окислитель и восстановитель. Какой из элементов окисляется, какой восстанавливается?

5. Сколько граммов никеля и хлора можно получить при электролизе хлорида никеля при токе 8 А и времени 2 час. Выход по току катодного процесса 66 %.

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 5

1. Гомогенный и гетерогенный катализ. Достоинства и недостатки каждого метода. Механизм действия катализатора на скорость и на равновесие реакции. Нарисовать энергетическую диаграмму реакции без катализатора и с ним.

2. Энтропия, что она характеризует. Изменение энтропии в пределах гомологического ряда, при усложнении молекул, фазовых переходах, с ростом температуры, в реакциях с участием газообразных веществ. Пояснить на примерах: термического разложения $CaCO_3$ и в синтезе аммиака.

3. Можно ли приготовить раствор концентрацией 0,01 М и 0,0005 М, если $ПР=4{,}4 \cdot 10^{-9}$.

4. Расставить коэффициенты в уравнении: $K_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$. Указать окислитель и восстановитель.

5. Коррозия с водородной и кислородной деполяризацией. Железная пластинка в контакте с медной находится в водном растворе KCl. Запишите катодный и анодный процесс коррозии и уравнение реакций.

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 6

1. Второй закон термодинамики. Энергия Гиббса. Условие самопроизвольного протекания процессов и термодинамическое равновесие в изолированной системе. Энтальпийный и энтропийный факторы. Равновесная температура реакции.

2. Средняя и мгновенная скорость реакции. Скорость гетерогенных реакций. Закон действия масс. Молекулярность и порядки реакции. Энергия активации. Активные молекулы.

3. Сколько молей и молекул находится в 1 л и 1 г CO? Определить давление газовой смеси, помещенной в 10 л сосуд при T=298 К в количестве 40 г CO и 42 г N_2.

4. Рассчитать pH 0,2 М NH_4OH; $K_д = 2.10^{-5}$

5. Коррозия с водородной и кислородной деполяризацией. Железная пластинка в контакте с медной находится в водном растворе KCl. Запишите катодный и анодный процесс коррозии и уравнение реакций.

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 7

1. Энергия Гиббса. Необходимость ее определения. Условия самопроизвольного протекания процессов и установления равновесия. Изменение и расчет энтропии при фазовых равновесиях. Определение энтропии и условий, при которых будет самопроизвольно протекать реакция: $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \Leftrightarrow 2NO_{2(г)}$

2. Гидролиз. Выражения для степени и константы гидролиза. Расчет константы гидролиза. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза, определите реакцию их водных растворов:

а) $ZnCl_2$; б) $Cu(NO_3)_2$; в) $FeSO_4$.

3. Рассчитать pH 0,2 М NH_4OH; $К_д = 2.10^{-5}$

4. Дана реакция: $CO + C1_2 = COC1_2$. Исходные концентрации CO и хлора равны 0,7 и 0,2 М. Вычислить концентрации всех веществ в момент равновесия, когда $[C1_2] = 0,1$ М. Определить константу равновесия этой реакции.

5. В каком интервале pH никель и цинк будут корродировать в условиях водородной деполяризации?

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 8

1. Основные законы химии: сохранение массы, постоянства состава, эквивалентов. Газовые законы (Число Авогадро, уравнение Менделеева-Клапейрона, закон эквивалентов, парциальные давления газов). Эквиваленты различных классов веществ (оксиды, соли, кислоты, основания).

2. Энергетическая диаграмма реакции. Связь энергии активации с тепловым эффектом. Активированный комплекс. Влияние катализатора на $Е_{акт}$ и скорости прямой и обратной реакций.

3. Уравнять уравнение реакции и назвать окислитель и восстановитель. Определить пойдет ли реакция самопроизвольно: $KNO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow KNO_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

4. Какой из оксидов легче восстановить водородом: $Ag_2O + H_2 = 2Ag + H_2O$ или $Cu_2O + H_2 = 2Cu + H_2O$ Ответ обосновать термодинамическими расчетами.

5. Напишите уравнения электродных процессов, полярность электродов и токообразующей реакции, рассчитайте ЭДС гальванического элемента:

$$Fe|\ Fe^{2+}(0,001моль/л)\ ||\ Ag^{+}(0,01\ моль/л)\ |\ Ag$$

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 9

1. Энтропия простых и сложных веществ. Энтропийные диаграммы индивидуальных веществ. Возрастание (убыль) энтропии в зависимости от строения веществ, при фазовых переходах и в химических реакциях. показать на примерах получения аммиака и термического разложения $CaCO_3$

2. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации и предэкспоненциальный множитель - их физический смысл.

3. Вычислить молярность раствора и pH 4 % раствора HCN. $К_{кислоты} = 8.10^{-10}$

4. Дана обратимая реакция: $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$ Вычислить ΔH^0_{298} реакции. Как повлияют на равновесную концентрацию хлора следующие изменения: а) повышение температуры; б) увеличение общего давления; в) увеличение концентрации кислорода; г) увеличение объема реакционного сосуда; д) введение катализатора.

5. Электролиз водных растворов. Законы Фарадея. Электролиз NaCl. Записать катодные и анодные реакции

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 10

1. Стандартная свободная энергия Гиббса образования веществ и расчеты стандартных энергий Гиббса химических реакций. Показать на примере $3Fe_{(тв)} + 4H_2O_{(г)} \rightleftarrows$

$Fe_3O_{4(тв)}$ + $4H_{2(г)}$. Определить равновесную температуру реакции и какой из факторов энтальпийный или энтропийный является доминирующим в этой реакции при стандартных условиях?

2. Обратимые реакции. Закон действия масс и константы равновесия Кс и $К_р$. Их соотношение для гомогенных газообразных и конденсированных систем. Способы сдвига равновесия реакции, указанной в первом вопросе.

3. Вычислить константу и степень диссоциации NH_4OH, если концентрация H^+-ионов в 0,1М растворе NH_4OH равна 10^{-9}моль/л?

4. Дано уравнение $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$ расставить коэффициенты. Пойдет ли реакция в прямом направлении? Ответ обосновать.

5. Составьте схему и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, в котором бы протекала реакция: $Zn + Co^{2+} = Zn^{2+} + Co$, если концентрация ионов в растворе: $[Zn^{2+}] = 1,5$ моль/л и $[Co^{2+}] = 0,01$ моль/л

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 11

1. Обратимые и необратимые процессы. Условия изменения направления обратимых химических реакций. Энтальпийный и энтропийный факторы. Равновесная температура и ее определение на примере реакции:

$4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$ ΔH^0_{298}= -112,24 кДж.

2. Степень и константа диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Виды концентраций. Расчет степени диссоциации и pH растворов на примере слабых кислот и оснований. Рассчитать pH и степень диссоциации 0,1 М раствора уксусной кислоты

3. Какой объем занимают 20 г хлора при 30^0С и давлении 150 атм?

4. Константа равновесия реакции $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftarrows 2\ NH_{3(г)}$ Кс=0,1 при 673К. Равновесные концентрации $[H_2] = 0,6$ моль/л; $[NH_3] = 0,18$ моль/л. Вычислить начальную и равновесную концентрации азота.

5. Стальная конструкция находится в морской воде. Какие процессы протекают при ее коррозии? Как изменится коррозионный процесс, если к конструкции присоединить цинковый протектор?

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 12

1. Принцип Ле-Шателье. Факторы, влияющие на сдвиг равновесия химической реакции. Показать на примерах получения аммиака и $NH_{3\ г} + H_2O_{\ ж} = NH_4OH_ж$

2. Термодинамическая система. Виды систем. Состояние системы. Функции состояния и параметры системы. Внутренняя энергия (ее физический смысл) и энтальпия системы. Практическое применение этих величин.

3. При восстановлении водородом 1,34 г оксида элемента образовалось 0,324 г воды. Определить эквивалентную массу двухвалентного элемента. Что это за элемент?

4. Вычислите pH и pOH и степень диссоциации раствора: 8% раствор HF
Кд = $6,61 \cdot 10^{-4}$. Плотность раствора равна 1,2 г/$см^3$

5. Через раствор $FeCl_2$ пропустили ток силой 3А в течении 10 минут. Рассчитать массу железа, выделившегося на катодах при $В_т$= 80 %. Какая параллельная реакция протекает наряду с выделением железа на катоде? Какой газ и в каком количестве выделился на инертных анодах при 100 % выходе по току?

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 13

1. Понятие о скорости химических реакций. Средняя и мгновенная скорость реакции. Энергия активации процесса в обычной реакции и при использовании катализатора. Скорость гетерогенных реакций и их особенности. Порядок и молекулярность реакции.

2. Подберите коэффициенты в уравнении $Bi_2O_3 + KOH + Br_2 \rightarrow KBiO_3 + KBr + H_20$. Укажите окислитель и восстановитель. Какой из элементов окисляется, какой

восстанавливается? пойдет ли данная реакция в прямом направлении? Ответ обосновать расчетом.

3. Найти pH и концентрацию гидроксид-иона 0,1 % CH_3COOH, $\rho = 1$ г/см^3

4. Исходные концентрации азота и водорода в системе: $N_{2\,(г)} + 3H_{2\,(г)} \rightleftarrows 2NH_{3(г)}$ были $[N_2] = 2$ моль/л, $[H_2] = 8$ моль/л. К моменту наступления равновесия прореагировало 10% исходного количества азота. Во сколько раз изменится давление после прихода реакции к равновесию. T = 5000C.

5. Составьте схему и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, в котором бы протекала реакция: $Cd + Cu^{2+} = Cd^{2+} + Cu$, если концентрация ионов в растворе: $[Cd^{2+}] = 0{,}1$ моль/л и $[Cu^{2+}] = 0{,}01$ моль/л

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 14

1. Связь стандартной энергии Гиббса реакции с константой равновесия. Связь между K_p и K_c Зависимость константы скорости реакции в зависимости от температуры.

2. Законы Рауля. Эбулиоскопия и криоскопия. Осмос и осмотическое давление. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации и константа диссоциации. От чего зависят эти величины?

3. Во сколько раз растворимость (моль/л) $Fe(OH)_2$, больше растворимости $Fe(OH)_3$, если $ПР_1 = 5\cdot10^{-16}$; $ПР_2 = 3{,}8\cdot10^{-38}$.

4. $KNO_2 + KMnO_4 + KOH \rightarrow KNO_3 + K_2MnO_4 + H_2O$. Расставить коэффициенты, указать окислитель и восстановитель. Пойдет ли самопроизвольно реакция в прямом направлении? Обосновать ответ расчетом.

5. Электролиз расплавов и растворов. В чем заключаются особенности электролиза в водных растворах? Что такое выход по току и перенапряжение реакции?

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 15

1. Обратимые реакции. Закон действия масс и константы равновесия Кс и K_p Взаимосвязь этих величин для гомогенных газообразных $4HCl_{(г)} + O_{2(г)}\ 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$ и конденсированных систем $CaCO_3 = CaO + CO_2$.

2. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Физический смысл этих величин? Ступенчатый гидролиз на примере $ZnCl_2$ и Na_2HPO_4. Влияние температуры на $K_г$. Какими способами можно подавит гидролиз?

3. Рассчитать концентрацию ионов $H^{+,}$ OH^- и pH 0,5 % раствора NH_4OH

4. Пользуясь табличными данными, рассчитать $\Delta H°_{298}$ реакции

$$CO_{(г)} + H_2O = CO_{2\,(г)} + H_{2\,(г)}$$

Определить: а) $\Delta U°_{298}$ реакции; б) сколько граммов и сколько литров CO вступило в реакцию, если выделилось 14,66 кДж тепла (н.у.)?

5. Стальная деталь была гальванически оцинкована за 1 час 40 минут в водном растворе $ZnSO_4$. Масса покрытия составила 7,84 г, $B_т$= 72,2%. Чему была равна сила тока?

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 16

1. Активные молекулы и распределение Максвелла. Энергия активации, переходное состояние и активированный комплекс на примере одностадийной реакции. Нарисовать диаграмму реакции.

2. Ступенчатая диссоциация электролитов в растворах. Константы диссоциации кислот и оснований. Основные, кислые и средние соли. Их диссоциация.

3. Определить растворимость Ag_2S, если его ПР = 6.10^{-50}. Как изменится растворимость Ag_2S если в раствор добавить 0,5 М K_2S

4. Вычислить концентрацию ионов водорода и pH в 0,01 М NaOH и 0,01 М растворе NH_4OH.

5. Рассчитайте ЭДС элемента Pt/Co^{3+} 0,01; Co^{2+} 10^{-4} // Cr^{2+} 10^{-3}, Cr^{3+}, 10^{-2}М/л/ Pt, Укажите реакции и полярность электродов.

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 17

1. Окислительно-восстановительные реакции. Критерии, определяющие направление этих реакций. Метод полуреакций для подбора коэффициентов уравнений на примере реакции:

$$Cu_2S + HNO_{3\,(конц)} = Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO$$

2. Особенности кинетики гетерогенных реакций. Гомогенный и гетерогенный катализ. Достоинства и недостатки гомогенного и гетерогенного катализа. Что необходимо предпринять, чтобы увеличить производительность реактора при гетерогенном катализе. Причины изменения скорости реакции при введении катализатора. Нарисовать диаграммы реакции. Влияет ли катализатор на равновесие и тепловой эффект реакции?

3. Определите pH раствора, содержащего в 1л 0,35г NH_4OH.

4. Для реакции $2Cu_{(тв)} + 1/2O_{2(Г)} = Cu_2O_{(тв)}$ $\Delta H°_{298}$ которой составляет -167,6 кДж, рассчитать: а) сколько литров кислорода вступило в реакцию, если выделилось 335,2 кДж тепла? б) $\Delta U°_{298}$ реакции (в цифрах).

5. Сколько граммов серной кислоты образуется около нерастворимого анода при электролизе водного раствора Na_2SO_4, если на этом же аноде выделилось 1,12 л кислорода (н.у.). Рассчитать массу газа, образовавшегося на катоде.

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 18

1. Основные законы химии: сохранение массы, постоянства состава, эквивалентов. Газовые законы. (Число Авогадро, уравнение Менделеева-Клапейрона, закон эквивалентов). Эквиваленты различных классов веществ (оксиды, соли, кислоты, основания).

2.Механизм и стадийность реакций. Молекулярность элементарных стадий и энергетическая диаграмма многостадийной реакции. Лимитирующая стадия. Порядок реакции.

3. Закон Гесса и его следствия. Термохимические уравнения. Расчет тепловых эффектов химических реакций. Показать на примере реакции синтеза аммиака.

4. Для реакции $2N_2O = 2\ N_2 + O_2$ определить: 1) равновесные концентрации веществ, если исходная $[N_2O] = 0,2$ М, а к моменту равновесия прореагировало 20 % закиси азота; Определить K_p и K_c.

5. Как протекает коррозия хромированного стального изделия: а) в кислой и б) нейтральной среде при нарушении целостности покрытия? Составьте схемы коррозионных гальванических элементов и запишите уравнения реакций.

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 19

1. Определить pH 0,01 М HC1 и 0,1 М HCN ($K = 8.10^{-10}$).

2. Закон действия масс. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагентов и температуры. Энергия активации. Порядки реакции. Константы скорости и равновесия.

3. Энтропия. Энтропийные диаграммы индивидуальных веществ. Возрастание (убыль) энтропии в зависимости от строения веществ, при фазовых переходах и в химических реакциях.

4. Дана реакция: $CO + C1_2 = COC1_2$. Исходные концентрации CO и хлора равны 0,5 и 0,2 М. Определить равновесные концентрации всех веществ в момент времени, когда $[C1_2] = 0,1$ М. Рассчитать константу равновесия реакции.

5. Определить температуру, выше которой возможна реакция: $2H_2S + 3O_2 = 2\ H_2O + 2\ SO_2$. Все вещества газообразны. Идет ли реакция самопроизвольно при стандартных условиях? Энтропийный или энтальпийный фактор определяет протекание реакции?

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 20

1. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации и предэкспоненциальный множитель - их физический смысл. Как можно сдвинуть равновесие реакции $2N_2O = 2\ N_2 + O_2$ в обратном направлении, если $\Delta H_{хр} < 0$.

2. Вычислить концентрацию ионов водорода и pH в 0,01 % растворе NaOH.

3. Для реакции $2N_2O = 2\ N_2 + O_2$ определить: 1) равновесные концентрации веществ, если исходная $[N_2O]=0{,}2$ М, а к моменту равновесия прореагировало 20 % закиси азота; Определить K_p и K_c. 2) во сколько раз изменится давление при равновесии по сравнению с исходным состоянием?

4. $SnCl_2 + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow SnCl_4 + CrCl_3 + KCl + H_2O$. Расставить коэффициенты, указать окислитель и восстановитель. Пойдет ли самопроизвольно реакция в прямом направлении? Обосновать ответ расчетом.

5. Для гальванического элемента Fe| Fe^{+2} (0,001моль/л) || Ag^{+}(0,1моль/л) |Ag указать полярность электродов и направление движения электронов во внешней цепи. Рассчитать ЭДС.

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 21

1. Окислительно-восстановительные и обменные реакции. Критерии, определяющие направление этих реакций. Расставить коэффициенты и показать на примере реакции:

$$Al + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

пойдет ли данная реакция самопроизвольно? Ответ обосновать расчетом.

2. Рассчитать тепловой эффект процесса и равновесную температуру для реакции:

$Al_4C_{3\,(к)} + 6O_2 = 2Al_2O_{3\,(к)} + 3CO_2$. Какое кол-во тепла выделиться при образовании 10л CO_2.

3. Найти pH и концентрацию гидроксид-иона 6 % CH_3COOH, $\rho = 1{,}1$ г/см^3

4. Термодинамическая система. Виды систем. Внутренняя энергия, энтальпия, энтропия и энергия Гиббса системы. Их физический смысл, взаимосвязь и практическое применение этих величин.

5. Причины возникновения гальванопар при коррозии. Способы защиты металлов от коррозии.

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 22

1. Гомогенный и гетерогенный катализ. Влияние катализатора на барьер прямой и обратной химической реакции. Катализ и химическое равновесие. Достоинства и недостатки гомогенного и гетерогенного катализа.

2. Рассчитать pH и степень диссоциации 0,1% раствора NH_4OH, $K_д = 1{,}8\cdot10^{-5}$

3. Гетерогенное равновесие осадок - насыщенный раствор трудно растворимого электролита. Рассчитать ПР насыщенного раствора $Al(OH)_3$ если концентрация ионов OH^- в нем равна 10^{-3} м/л. Как можно сдвинуть равновесие в этом случае в прямом и обратном направлениях?

4. $\Delta H°_{298}$ реакции $Cd_{(тв)} + 1/2O_{2(Г)} = CdO_{(тв)}$ составляет - 256,43 кДж. Определить: а) $\Delta U°_{298}$ реакции в цифрах; б) сколько молей Cd необходимо взять, чтобы выделилось 628 кДж тепла?

5. Составьте схему и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, в котором бы протекала реакция: $Ni + Ag^+ = Ni^{2+} + Ag$, если концентрация ионов в растворе: $[Ni^{2+}] = 0{,}01$ моль/л и $[Ag^+] = 0{,}1$ моль/л

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 23

1. Константа скорости. Энергия активации процесса. Активированный комплекс. Активные молекулы (распределение Максвелла). Энергия активации, переходное состояние

и активированный комплекс на примере одностадийной реакции. Нарисовать диаграмму реакции. Влияние температуры на скорость химической реакции.

2. Сколько тепла выделится при образовании 1 кг кремния по реакции

$$SiO_2 + 2Mg_{(тв)} = 2MgO_{(тв)} + Si_{(тв)}$$

Найти равновесную температуру данной реакции.

3. Расставить коэффициенты и показать на примере реакции

$$Fe_2O_3 + KNO_3 + KOH \rightarrow K_2FeO_4 + KNO_3 + H_2O$$

Ответить на вопрос, пойдет ли данная реакция самопроизвольно? Ответ обосновать расчетом.

4. Определить давление в сосуде объемом 14 л газовой смеси при 20^0C, состоящей из 18 г хлора и 12 г азота.

5. Запишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции, рассчитайте ЭДС гальванического элемента:

$$Cu \mid Cu^{2+}(0{,}01 моль/л) \parallel Ag^{+}(0{,}1 моль/л) \mid Ag$$

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 24

1. Теория электролитической диссоциации. Способы выражения концентраций. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации. Найти pH и концентрацию гидроксид-иона 6 % CH_3COOH ($\rho = 1{,}1$ г/см^3)

2. Термодинамическая система. Виды систем. Состояние системы. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Физический смысл этих величин и взаимосвязь между ними.

3. При каких условиях надо вести реакцию $N_{2\,(г)} + 3H_{2\,(г)} \Leftrightarrow 2\,NH_{3\,(г)}$, $\Delta H^0_{298} = -92{,}3$ кДж, чтобы получить максимальный выход аммиака? Как объяснить, что на практике синтез аммиака ведут при высоких давлениях и температуре (400-500^{0}C)?

4. Вычислить pH 0,1% раствора $Ca(OH)_2$ если его ПР = $5{,}5 \cdot 10^{-6}$.

5. Рафинирование металлов и получение алюминия. Опишите процессы, протекающие при электрохимическом способе получения A1. Почему A1нельзя получить из водных растворов?

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 25

1. Стандартные энтальпии образования простых и сложных веществ. Энтропия и термодинамическая вероятность. Не проводя расчетов указать в каких реакциях, энтропия возрастает, а в каких уменьшается?

$$PCl_{5(г)} \rightleftarrows PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)};\ C_{(гр)} + 2H_{2(г)} \rightleftarrows CH_{4(г)};\ CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftarrows H_{2(г)} + CO_{2(г)}$$

Ответы обосновать.

2. Гетерогенное равновесие осадок - насыщенный раствор. Написать выражение ПР для $Cr(OH)_3$ и рассчитать растворимость этого соединения в м/л и г/л. Условия осаждения и растворения осадков.

3. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Практическое применение этих величин. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Тепловые эффекты реакций Qv и Qp. Эндо - и экзотермические реакции.

4. При каком общем давлении должна находиться равновесная система

$$PCl_{5\,(г)} = PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)},$$

чтобы парциальное давление PCl_5 при 250^{o}C было равно 1атм. $K_p = 1{,}78$.

5. При электролизе водных растворов $MgSO_4$ и $CuSO_4$ в двух последовательно соединенных электролизерах на катоде одного из них выделилось 0,2 г водорода. Рассчитать массы веществ, образовавшихся на всех других электродах (аноды не растворимые) при выходе по току 100%?

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 26

1. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Влияние температуры, разбавления и одноименных ионов на гидролиз солей. Константа гидролиза. pH среды при гидролизе солей. Сдвиг равновесия при гидролизе.

2. Определить pH 0,1% HC1 и 0,1 М HCN ($K_д = 8.10^{-10}$).

3. Реакция окисления аммиака протекает по уравнению $4\ NH_{3\ (г)} + 3O_{2\ (г)} = 2\ N_{2\ (г)} + 6\ H_2O_{(ж)}$. Образование 4,48 л азота при н.у. сопровождается выделением 153,3 кДж тепла. Рассчитать $\Delta H°_{298}$ и равновесную температуру данной реакции. Сколько тепла выделится при окислении 1 г аммиака?

4. Исходные концентрации веществ в реакции $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftarrows H_{2(г)} + CO_{2(г)}$ были: [CO] = 0,05 моль/л; [H_2O] = 0,06 моль/л; [H_2] = 0,2 моль/л; [CO_2] = 0,4 моль/л. Вычислите концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагировало 60% H_2O. Найти константу равновесия реакции.

5. Рассчитать электродные потенциалы медного $Cu|Cu^{2+}$ (0,01 м/л) и никелевого $Ni|Ni^{2+}$ (0,01 м/л) электродов. Составить гальванический элемент. Написать реакции на катоде и аноде. Рассчитать ЭДС элемента.

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 27

1. Гомогенный катализ. Влияние катализатора на барьер прямой и обратной химической реакции. Катализ и химическое равновесие. Достоинства и недостатки гомогенного и гетерогенного катализа.

2. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Влияние температуры, разбавления и одноименных ионов на гидролиз солей.

3. Найти pH и концентрацию гидроксид-иона 6 % CH_3COOH, $\rho = 1{,}1$ г/см^3

4. Определить температуру, выше или ниже которой возможна реакция:

$$2H_2S + 3O_2 = 2\ H_2O + 2\ SO_2.$$

Все вещества газообразны. Является реакция экзо- или эндотермической?

5. Составьте схему электролиза дихлорида олова на медных электродах. Какое количество олова выделится на катоде, если ток 0,25 А пропускать в течение 10 минут. Рассчитайте электрохимический эквивалент олова в г/А-ч. ВТ = 100%.

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 28

1. Энтропия и ее роль в химических реакциях. От каких факторов зависит энтропия и энтропийная диаграмма воды и железа.

2. Как протекает коррозия хромированного стального изделия с нарушенным покрытием в кислой и в нейтральной средах? Запишите коррозионные процессы.

3. Химическое равновесие. Константы скорости и химического равновесия и зависимость их от температуры и вида реакции. Равновесие в гетерогенной системе $C_{(графит)} + CO_{2(г)} = 2\ CO_{(г)}$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): [CO_2] = 0,6, [CO] = 0,4. Вычислить исходную концентрацию CO_2. Записать математическое выражение Кр и определить совпадают ли Кр и Кс численно.

4. Для получения 1 м^3 хлора (н.у.) электролизом водного раствора NaCl через электролизер было пропущено 2500А·час электричества. Составить схему электролиза и рассчитать выход по току хлора.

5. Определите pH раствора, содержащего в 1л 0,35г NH_4OH.

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 29

1. Электролиз водных растворов. Законы Фарадея. Записать реакции электролиза $FeCl_2$ на инертных электродах и вычислить массу вещества, полученного на катоде и объем газа, выделившегося на аноде, при электролизе растворов электролитов, если время электролиза 30 минут, а сила тока I=2А, если выход по току Вт=100%. Какие вещества будут выделяться на электродах при замене инертного анода на Fe?

2. Критерии самопроизвольного протекания химических реакций. Энтальпийный и энтропийный факторы химических реакций. Определить возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях. Укажите знак $\Delta S^0_{\text{х.р.}}$ Ответ обоснуйте на примере реакции: $PbO_{(к)} + CO_{(г)} = Pb_{(к)} + CO_{2(г)}$.

3. Энергетические диаграммы химических реакций. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Правило Вант-Гоффа. Как изменится скорость реакции при понижении температуры на 50С, если температурный коэффициент $\gamma = 3{,}0$?

4. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия; физический смысл и связь между этими величинами.

5. Основные законы химии (сохранение массы, постоянства состава, эквивалентов. Газовые законы (Авогадро, Менделеева-Клапейрона…). Парциальные давления газов. Закон эквивалентов. Основные понятия химии (атом, химический элемент, изотопы, молекула, ион, свободный радикал, моль и эквивалент). Химическая формула. Абсолютные и относительные массы атомов. Атомная единица массы. Число Авогадро. Относительная молекулярная масса. Моль. Молярная масса. Эквиваленты различных классов веществ.

Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 30

1. Энергетические диаграммы химических реакций. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Правило Вант-Гоффа. Как изменится скорость реакции при понижении температуры на 40 ^{0}С, если температурный коэффициент $\gamma = 2{,}5$?

2. Напишите уравнения электродных процессов, полярность электродов и токообразующей реакции, рассчитайте ЭДС элемента: $Fe|\ Fe^{2+}$(1моль/л) || Ag^+ (0,01 моль/л) | Ag

3. Определить возможность самопроизвольного протекания реакции $PbO_{(к)} + CO_{(г)} = Pb_{(к)} + CO_{2(г)}$ при стандартных условиях. Определите тепловой эффект этой реакции. Укажите знак $\Delta S^0_{\text{х.р.}}$ Ответы обоснуйте.

4. В каком интервале pH никель и цинк будут корродировать в условиях водородной деполяризации?

5. Рассчитать pH в насыщенном растворе $Co(OH)_2$; ПР = 4.10^{-14}

Перечень вопросов и заданий для подготовки к экзамену
(ОПК-1: ИОПК-1.2, ИОПК- 1.3):

1. Основные законы химии (сохранение массы, постоянства состава, эквивалентов. Газовые законы (Авогадро, Менделеева-Клапейрона). Парциальные давления газов. Закон эквивалентов. Основные понятия химии (атом, химический элемент, изотопы, молекула, ион, свободный радикал, моль и эквивалент).

Химическая формула. Абсолютные и относительные массы атомов. Атомная единица массы. Число Авогадро. Относительная молекулярная масса. Моль. Молярная масса. Эквиваленты различных классов веществ.

2. Термодинамическая система. Виды систем. Состояние системы. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Практическое применение этих величин. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Тепловые эффекты реакций Qv и Qp. Эндо - и экзотермические реакции.

Стандартные условия. Стандартные состояния. Стандартные энтальпии образования простых и сложных веществ. Энтропия и термодинамическая вероятность.

Закон Гесса и его следствия. Термохимические уравнения. Расчет тепловых эффектов химических реакций. Энтропия. Второй закон термодинамики. Условие самопроизвольного протекания процессов и термодинамическое равновесие в изолированной системе. Энергия Гиббса. Условия самопроизвольного протекания процессов и равновесия в закрытых системах. Фазовые равновесия. Энергетическая диаграмма реакции. Третий закон термодинамики. Абсолютная энтропия простых и

сложных веществ. Энтропийные диаграммы индивидуальных веществ. Возрастание (убыль) энтропии в зависимости от строения веществ, при фазовых переходах и в химических реакциях. Связь энергии активации с тепловым эффектом. Обратимые и необратимые процессы. Условия изменения направления обратимых химических реакций. Энтальпийный и энтропийный факторы. Температура инверсии реакции. Связь стандартной энергии Гиббса реакции с ее константой равновесия. Зависимость константы равновесия от температуры. Стандартная свободная энергия Гиббса образования веществ и расчеты стандартных энергий Гиббса химических реакций.

3. Кинетика химических реакций. Средняя и мгновенная скорость реакции. Скорость гетерогенных реакций. Закон действия масс. Зависимость скорости от концентрации реагентов. Порядки реакции. Константа скорости. Энергия активации процесса. Активированный комплекс. Активные молекулы (распределение Максвелла). Энергия активации, переходное состояние и активированный комплекс на примере одностадийной реакции. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации и предэкспоненциальный множитель - их физический смысл. Гомогенный и гетерогенный катализ. Гомогенный катализ. Влияние катализатора на барьер прямой и обратной химической реакции. Катализ и химическое равновесие. Достоинства и недостатки этого вида катализа. Гетерогенный катализ и его особенности. Промежуточные соединения в гетерогенном катализе. Достоинства и недостатки гетерогенного катализа. Влияние катализатора на $E_{акт}$ и скорости прямой и обратной реакций. Принцип подвижного (динамического) равновесия Ле-Шателье. Обратимые реакции. Закон действия масс и константы равновесия Кс и K_p . Их соотношение для гомогенных газообразных и конденсированных систем. Механизм и стадийность реакций. Молекулярность (порядок) элементарных стадий и диаграммы Еакт-путь многостадийной реакции. Лимитирующая стадия. Связь констант скоростей и энергий активации прямой и обратной химической реакции соответственно с константой равновесия и тепловым эффектом реакции. Особенности гетерогенного равновесия и математической записи констант равновесия гетерогенных химических реакций.

4. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень и константа диссоциации. Виды концентраций. Расчет степени диссоциации и pH растворов на примере слабых кислот и оснований. Диссоциация электролитов. Ионное произведение воды. Шкала кислотности. Нейтральные, кислые и щелочные растворы и их pH. Способы подкисления и подщелачивания водных растворов. Способы выражения концентраций (продемонстрировать на примере H_2SO_4). Ступенчатая диссоциация электролитов в растворах. Константы диссоциации кислот и оснований. Основные, кислые и средние соли.

Законы Рауля. Эбуллиоскопия и криоскопия. Осмос и осмотическое давление. Гидролиз солей. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Влияние температуры, разбавления и одноименных ионов на гидролиз солей. Константа гидролиза. pH среды при гидролизе солей. Сдвиг равновесия при гидролизе.

Гетерогенное равновесие осадок - насыщенный раствор трудно растворимого электролита. Механизмы растворения ионных кристаллов и полярных молекул. Движущая сила процесса растворения. Сольватация и гидратация. Тепловые эффекты растворения.

ПР. Условия осаждения и растворения электролитов. Насыщенные, пересыщенные и ненасыщенные растворы солей. Комплексные соединения. Диссоциация комплексных соединений.

5. Двойной электрический слой и механизмы возникновения скачка потенциала на границе раздела электрод/раствор. Водородный электрод. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Виды электродов и их окислительно-восстановительные потенциалы. Условия отбора окислителей и восстановителей по значениям стандартных электродных потенциалов полуреакций. Формула Нернста. Концентрационный элемент. Связь ЭДС с изменением энергии Гиббса и константой равновесия окислительно-восстановительных реакций. Гальванические элементы. Электролиз. Законы электролиза

Фарадея. Число Фарадея. Выход по току. Отбор вероятных электродных полуреакций на основе значений их электродных потенциалов. Перенапряжение. Электролиз с инертными и растворимыми анодами. Обоснование выбора электродных полуреакций на основе их электродных потенциалов.

6.. Виды коррозии. Коррозия с водородной и кислородной деполяризацией. Диаграммы Пурбе и их использование, применительно к коррозионным процессам. Способы защиты металлов от коррозии